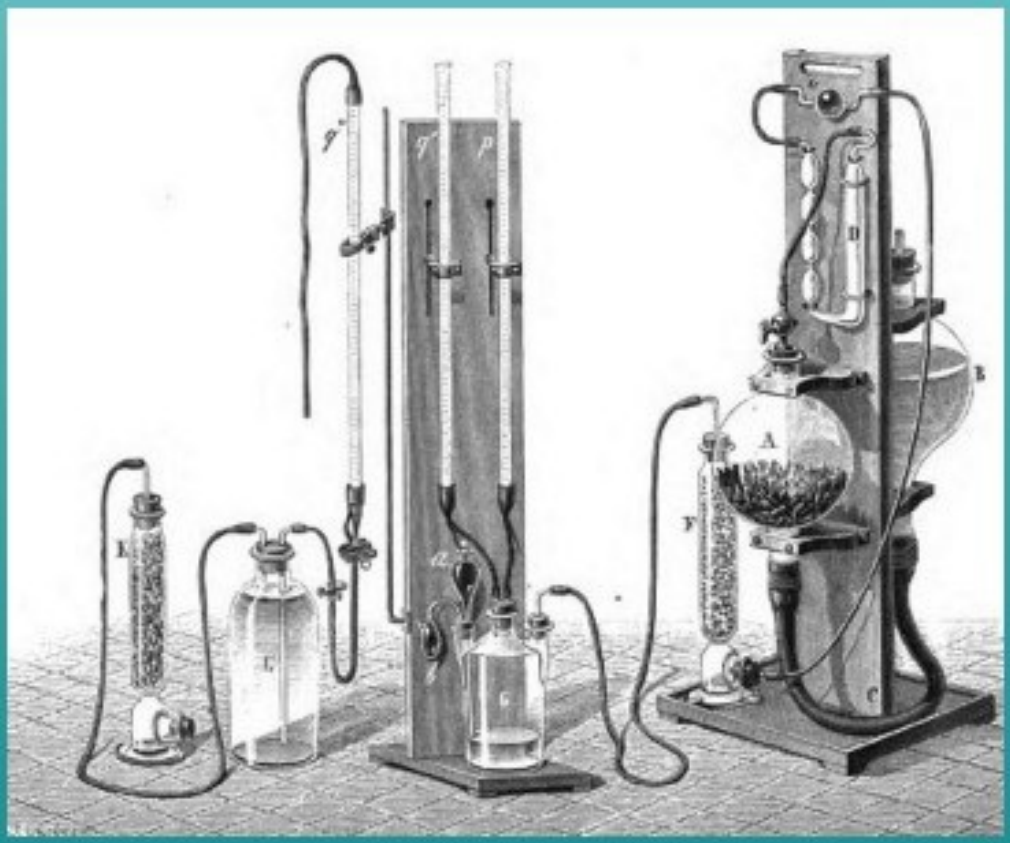
EXPERIENCES CHIMIQUES

Guide pratique
pour les débutants ou leurs enseignants

COMPLÉMENT



Marc HALLET

DOS DE COUVERTURE

FEUILLE DE GARDE

FEUILLE DE GARDE

EXPERIENCES CHIMIQUES

Guide pratique
pour les débutants ou leurs enseignants

COMPLÉMENT

Marc HALLET

Cet ouvrage est diffusé gratuitement
pour le bénéfice intellectuel du plus grand nombre.
L'auteur conserve néanmoins ses droits d'auteur.

**La mise en page prévue pour une lecture agréable
ne sera conservée que si le fichier PDF originel est utilisé.**

BOMBES ET EXPLOSIFS

L'auteur a veillé à ne fournir aucun des renseignements (malheureusement disponibles sur internet) permettant de fabriquer des bombes et des explosifs aisément utilisables pour des opérations terroristes. Il n'a en effet aucune intention d'encourager ou de faciliter les activités des extrémistes ou des fous de toutes sortes. Si certaines des expériences décrites ici sont source d'explosions, leurs caractéristiques de mise en route et d'instabilité sont telles qu'elles ne conviennent pas du tout pour réaliser des engins destructeurs.

**Ceux qui ont envie de se muer en artilleurs amateurs
n'ont donc pas avantage à s'attarder ici !**

Liège - Juin 2025

INTRODUCTION

C'est en août 2021 que j'ai rédigé et commencé à diffuser sur *Archive.org* un ouvrage intitulé *Expériences chimiques - Guide pratique pour les débutants ou leurs enseignants*. Cet ouvrage, faisant suite à d'autre du genre mais moins étendus, était basé sur plus de cinquante années de pratiques expérimentales dans mon laboratoire amateur personnel.

Depuis l'été 2021, j'ai bien entendu pu effectuer de nouvelles expériences. Il aurait été tentant pour moi de proposer une édition révisée et complétée de mon ouvrage, mais la tâche de mise en page aurait été considérable. J'ai donc préféré me borner à rédiger le « complément » que voici.

Afin de permettre un usage aisé des deux ouvrages en parallèle, j'ai conservé pour ce complément la numérotation des chapitres de l'ouvrage de base. Mais comme je n'ai pu réaliser des expériences nouvelles dans tous les domaines et qu'il n'était pas nécessaire de compléter certains chapitres, le lecteur comprendra que la numérotation des chapitres, ici, comportera des « trous ». C'est ainsi, par exemple, que ce « complément » ne commence qu'au chapitre 2, le premier chapitre de l'ouvrage principal n'ayant guère besoin d'être davantage développés ici.

J'ai cependant ajouté un additif (n°7) et un chapitre (21) intitulé « précisions et corrections » qui, comme ce titre l'indique, ajoute des précisions ou des corrections par rapport à l'ouvrage principal.

Lorsqu'il me paraîtra nécessaire de me référer
à l'ouvrage principal dont celui-ci est le complément,
j'utiliserai souvent l'abréviation OP (ouvrage principal)
qui sera nettement plus commode.

2. UN PEU DE PEDAGOGIE

2.1. EXPERIENCES DEMONSTRATIVES

- Voici une très belle expérience bien que très simple dans son principe. On prend un couvercle de boîte de pétri qu'on dispose sur un plan bien horizontal. On y verse un peau d'eau distillée de manière à couvrir à peine toute la surface de la boîte. Près du bord intérieur de la boîte, on place alors une masse grosse comme un pois de nitrate de plomb. Ensuite, à l'opposé extrême, on place une quantité grosse comme un pois de cristaux d'iodure de potassium. Bientôt, on voit se former entre ces deux « pôles » une ligne de démarcation jaune courbée et plus éloignée du KI que du nitrate. La raison de cette dissymétrie est que le KI se dissout plus aisément et diffuse donc plus rapidement dans l'eau.

- A côté de la flamme d'un bec bunsen, on place un entonnoir assez large relié à une pompe aspirante. A la sortie de la pompe, le gaz aspiré passe dans un drechsel dans lequel on a placé de l'eau de chaux. Celle-ci se trouble par suite de la formation de CO_2 lors de la combustion du méthane. Cette expérience peut permettre d'expliquer la volonté de certains gouvernements de limiter ou supprimer les chaudières des logements privatifs qui fonctionnent au gaz car cela contribue au réchauffement climatique... comme tant d'autres choses dont les mêmes gouvernements ne semblent pas vouloir se préoccuper.

3. LES INDICATEURS COLORES ET LES REACTIFS

3.1. LES INDICATEURS COLORES

- Le carmin de cochenille est un colorant alimentaire (E120) dont le constituant principal est l'acide carminique. Une pointe de lancette de carmin de cochenille est placée dans un bécher de 50 ml rempli au tiers d'eau. On agite. On en fait tomber des gouttes dans de l'acide chlorhydrique. On observe qu'elles donnent rapidement une teinte jaune au liquide. On fait la même expérience avec une solution de soude caustique ou d'ammoniaque. Cette fois, la coloration vire au bleu persan. Dans la solution jaune, on verse progressivement une solution de NaOH. On observe que, brusquement, après la neutralisation de l'acide, la teinte passe au bleu persan. Le carmin de cochenille est donc un indicateur de PH.

- On prend des baies de sureau noires. On les écrase dans un pilon avec de l'eau, on fait bouillir l'ensemble puis on filtre. On obtient ainsi un liquide rouge cerise. On fait sécher les filtre qui se teignent en rouge-violet. Un tel papier présenté devant du gaz ammoniac se teint en bleu canard. La teinture liquide fait de même avec d'autres solutions basiques comme l'hydroxyde de sodium. En revanche, en présence d'un acide, la couleur vire au rouge magenta. On peut donc également se servir de ce jus comme d'un indicateur de PH, mais il ne se conserve malheureusement pas mieux que le jus de chou rouge.

- Voici une expérience qui peut se réaliser avec divers indicateurs colorés. Je n'en citerai cependant qu'un seul exemple.
On prend une éprouvette d'un diamètre de +/- 3 cm. On y verse 3 cm d'une eau saturée en sel de cuisine (chlorure de sodium). On verse ensuite une hauteur équivalente d'alcool éthylique à +/- 90° dans laquelle on a ajouté quelques gouttes d'une solution alcoolique de phénolphtaléine. Les deux liquides ne se mélangent pas. Dans l'éprouvette, on laisse enfin tomber quelques grains de NaOH. Ceux-ci traversent la couche d'alcool et vont se loger dans le fond de l'éprouvette. L'agitation brownienne fait ensuite que l'hydroxyde se mélange peu à peu à l'eau salée. Ainsi se forme un anneau coloré s'élargissant au fil des heures...(Illustration 1)

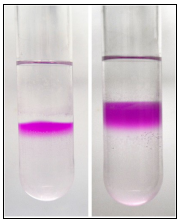


Illustration 1

3.2. LES REACTIFS SPECIFIQUES

- Dans un chromate alcalin, on laisse tomber goutte à goutte une solution alcoolique d'hématine obtenue au départ de bois de campêche. Si la solution de chromate est diluée, on obtient une teinture colorée en brun. Si elle est concentrée, la teinture est noire.

- Du bois de Brésil (Pernambouc) est rapé et mis dans un ballon avec de l'eau. On fait chauffer une demi-heure à reflux puis on filtre. On obtient ainsi un liquide à dominante rouge. L'acide sulfurique reste sans effet ; mais les hydroxyde donnent une couleur rouge cramoisi très forte. Attention : la liqueur obtenue se conserve mal à la lumière et les colorations obtenues à l'aide des hydroxydes ne se maintiennent pas.

4. LA PREPARATION ET L'USAGE DES GAZ

4.2. LES DIVERS MODES DE PREPARATION DES GAZ

HYDROGENE

Voici un moyen rarement signalé pour obtenir de l'hydrogène en petites quantités. Dans une éprouvette, on place trois boulettes de +/- 1 cm3 faites de papier aluminium compressé. On y ajoute la pointe d'une lancette de chlorure mercurique et de l'eau. Progressivement, le dégagement commence puis s'accélère. En fait, il se forme un amalgame, du mercure est libéré et l'eau se décompose jusqu'à oxydation complète de l'aluminium.

NO_2

Pour produire d'abondantes quantités de NO2, on fait chauffer HNO3 concentré avec un poids cinq fois moindre de sucre blanc.

MELANGE NO-NO_2 SOUVENT CONSIDERE PAR SIMPLIFICATION COMME DIMERE N_2O_4

Un moyen simple pour obtenir les fameuses « vapeurs rutilantes » des anciens livres de chimie est de faire passer SO_2 dans HNO_3 concentré. Il se forme un mélange No-NO2 dans lequel NO2 est généralement majoritaire et dans le liquide apparaît H_2SO_4.

5. PREPARATIONS UTILES DIVERSES

ALUMINATE DE SODIUM

- Pour préparer une solution d'aluminate de sodium, on jette une série de boules de papier d'aluminium dans une solution d'hydroxyde de sodium (soude caustique). Attention : cette réaction s'emballe vite et produit pas mal de chaleur. D'autre part, si on utilise un flacon en verre, il risque d'être définitivement corrodé. Il vaut donc mieux utiliser un flacon en céramique. Après plusieurs heures, on constate que la réaction qui produit beaucoup d'hydrogène (éviter les flammes !) a cessé, qu'il subsiste quelques boules non complètement attaquées et qu'un dépôt noir se trouve dans le fond du flacon. On filtre rapidement sur papier ou, nettement mieux, sur entonnoir fritté. Le liquide incolore et parfaitement transparent, très alcalin, doit être conservé en flacon PVC. La solution en question réagit avec les acides et les sels ammoniacaux pour produire de l'hydroxyde gélatineux qu'il ne faut pas confondre avec l'oxyde (alumine). L'eau de chaux y produit un précipité gélatineux d'aluminate de calcium. Si on fait passer du CO_2 dans la solution d'aluminate, il se forme très vite un précipité blanc d'alumine.

ETHANOLATE DE SODIUM

- Mettre un morceau de sodium bien séché dans de l'alcool absolu (important !). De l'hydrogène se dégage et il se forme un éthanolate de sodium dissout. C'est une base très forte qui ne réagit pas quand on la verse dans l'eau.

TRIOXYDE DE SOUFRE

- On peut produire aisément du SO_3 en chauffant de l'hydrogénosulfate de sodium ou de potassium. Dans un premier temps, à 200°, il se forme un pyrosulfate ($Na_2S_2O_7$) qui, à 500°, se transforme en sulfate de sodium (Na_2SO_4) et SO_3. Ce SO_3 se dégage sous forme de vapeurs blanches assez denses qu'il est possible de recueillir sous forme solide dans un flacon bien refroidi. En ajoutant de l'eau on obtiendra H_2SO_4. Cette réaction est cependant une pure curiosité de laboratoire. En effet, la quantité de SO_3 produite est loin d'être considérable et il serait utopique de considérer qu'on pourrait l'utiliser pour préparer de l'acide sulfurique fumant. Durant la montée en température, il arrive un moment où les vapeurs blanches cessent de se dégager. Il ne reste plus alors dans l'éprouvette que le sulfate de sodium à l'état liquide. Il se solidifie par refroidissement et se dissout ensuite aisément dans l'eau.

6. GRANDE SOLUBILITE DE CERTAINS GAZ

- Aux pages 86 et 87 de l'OP j'ai longuement parlé de la célèbre expérience de la fontaine d'ammoniac ou du chlorure d'hydrogène. On peut réaliser une expérience semblable avec le CO_2, mais c'est beaucoup moins connu parce que nettement moins spectaculaire. Pour cela, on remplit de CO_2, par gravitation, un grand flacon qu'on ferme ensuite à l'aide d'un bouchon traversé par une ampoule à brome qu'on remplit d'eau de baryte. On ouvre le robinet de l'ampoule et en exerçant une pression à l'aide d 'une poire, on force l'eau de baryte à pénétrer dans le flacon où un précipité blanc se forme aussitôt. Avant même que l'ampoule soit vide, on ferme son robinet et on retourne le tout sur cuve à eau. Le vide qui s'est fait dans le grand flacon suffit à y faire monter l'eau. Cette expérience simple dans son principe est cependant assez difficile à réaliser.

8. REACTION DES GAZ ENTRE EUX

AVEC AU MOINS UN HALOGENE :

- La réaction entre le brome et l'ammoniac peut se faire sous forme gazeuse mais également sous forme liquide. Cette dernière réaction demande cependant une certaine dextérité. Dans une longue éprouvette, on verse de l'eau de brome jusqu'au 8ème de sa hauteur. Ensuite, très vite, on remplit d'ammoniaque diluée et on retourne sur une cuve à eau. Très vite on voit la couleur rouge du brome disparaître et des bulles se dégager (Voir illustration 2).

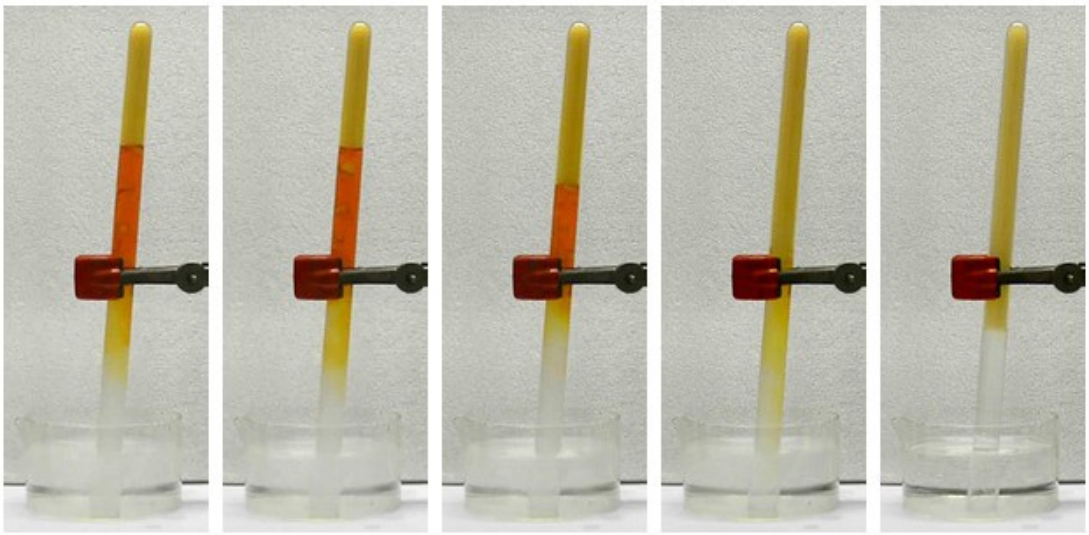


Illustration 2

- On peut laisser tomber une goutte de brome dans un flacon de chlore et voir qu'elle donne un liquide jaune s'évaporant rapidement. Mais il est plus simple d'effectuer l'expérience en phase liquide. Dans ce cas, on verse goutte à goutte de l'eau de brome dans de l'eau de chlore. On voit que de brunes, ces gouttes, en se diluant, deviennent jaune canari car il se forme un monochlorure de brome gazeux qui se dissout aisément dans l'eau pour former un liquide désinfectant mais dangereux.

- En page 94 de l'OP j'ai indiqué plusieurs manières de faire réagir ensemble et sans danger l'acétylène et le chlore. En voici encore une autre qui est cependant assez spectaculaire. On prend un grand bécher de 1L de forme haute (c'est important) ou, à défaut, une cloche que l'on posera renversée ou encore un réacteur en forme de cloche. On y verse 3 à 4 cm d'eau de javel. Ensuite, on jette dedans, si possible au centre, un morceau de carbure de calcium. De l'acétylène commence à se dégager. Au moyen d'une pipette en PVC, on envoie des jets de HCl dans la « cuve » afin que la réaction entre l'eau de javel et l'acide provoque un dégagement de chlore. A chaque jet de la sorte, des flammes surgissent du flacon en même temps que du carbone s'accroche aux parois.

AUTRES GAZ :

- On utilise un ballon à trois cols ou un réacteur. On y fait arriver, conjointement, HCl et NO_2, le premier obtenu par l'action de H_2SO_4 sur du sel humidifié et le second par l'action du même acide sur du nitrite de sodium. Les deux gaz se mélangent dans le ballon qui, si NO_2 est en excès (ce qu'il faut tenter d'éviter), devient rouge. Les gaz sont ensuite dirigés vers un drechsel dans lequel on a mis du bromure de potassium ou, mieux, de l'iodure de potassium. On constate alors que l'iode ou le brome sont mis en liberté, ce qui signale l'action du chlore.

- Dans un flacon à trois tubulures (ou un grand ballon surmonté d'un bouchon à trois trous) on fait arriver, conjointement, H_2S et NO_2. La paroi du ballon se trouve rapidement tapissée de soufre et au bout du tube de dégagement (si possible refroidi) on observe des gouttelettes d'eau. La réaction produit en effet du soufre, de l'eau et du NO lequel est difficilement identifiable même si, avant le tube de dégagement, on insère un grand flacon où, au contact de l'air, on pourrait éventuellement voir se reformer des vapeurs nitreuses. En effet, même ce flacon devient rapidement opaque car il s'y dépose également du soufre.

9. REACTION ENTRE UN GAZ ET UN LIQUIDE OU UN LIQUIDE CONTENANT DES PARTICULES SOLIDES

9.3. HBr, HI, I_2, Br_2 et Cl_2 :

- L'acide bromhydrique à 48 % est un liquide lourd. Versée dans cet acide, l'eau de chlore provoque une coloration orange qui signale la libération du brome. L'ajout de HNO_3 libère également progressivement du brome, le flacon passant alors de l'orange au brun foncé. H_2SO_4 agit plus rapidement mais libère tant du brome que du SO_2. L'ajout de H_2O_2 dans l'acide bromhydrique libère également du brome.

- Si on verse quelques gouttes d'une solution de nitrate d'argent dans HBr, un précipité blanc se forme puis disparaît aussitôt. Il faut ajouter du nitrate d'argent pour que le précipité blanc-jaunâtre se maintienne.

- Dans un drechsel on place de petits morceaux de sélénium qu'on humecte d'eau puis on y fait passer du chlore. On voit apparaître une coloration rouge due au fait que le sélénium noir se transforme en sélénium rouge. On ouvre rapidement le dreschel pour y verser deux centimètres d'eau et on continue à y faire barboter le chlore. Lentement, les morceaux de sélénium disparaissent car il se forme un mélange d'acide sélénique et d'acide chlorhydrique. En chauffant ensuite lentement le liquide, on élimine en grande partie HCl. Si on y ajoute ensuite une solution de sulfite de sodium, le liquide devient progressivement jaune puis rouge et, enfin, laisse déposer le sélénium rouge.

- On fait passer beaucoup de chlore dans un drechsel plongé dans une cuve réfrigérante et dans lequel on a placé une solution de $CaCl_2$. Après un certain temps, le liquide se remplit de petits cristaux qui se déposent sur le fond contrairement à ce que feraient des cristaux de glace. Il s'agit de cristaux d'hydrate de chlore.

- On dissout un peu d'iode dans du sulfure de carbone qu'on place dans un drechsel dont on a refroidit la tête à l'aide d'une poche de glace. On y fait ensuite passer du chlore bien sec. Le liquide tourne au brun tout en s'échauffant tandis que, petit à petit, un liquide oléagineux jaune rougeâtre se forme dans la tête du drechsel. Il s'agit de trichlorure d'iode ICl_3 dissout dans CS_2. L'odeur du flacon, à la fin de l'expérience, est infecte.

- Page 106 de l'OP j'ai mentionné la manière dont on peut préparer une solution aqueuse de chlorate de baryum. Cette expérience peut être prolongée par une autre. En effet, si on fait couler goutte à goutte H_2SO_4 concentré dans cette solution, il se forme un précipité lourd de sulfate de baryum blanc et de l'acide chlorique. Cet acide est instable et ne se conserve pas. Pour l'amateur, cela reste une curiosité de laboratoire. Il est en effet trop peu concentré pour qu'on puisse constater ses propriétés particulières.

DANGERS DU BROME

Respirer du brome est aussi dangereux que respirer du chlore. Mais le brome peut aussi provoquer de graves brûlures de la peau. En cas de contact avec celle-ci, laver immédiatement à l'eau puis verser du benzène sur l'endroit touché. Il se forme alors du bromobenzène qui est inoffensif.

9.3.1. LES CHLORURES DECOLORANTS ET L'ACIDE HYPOCHLOREUX

- Voici une expérience très simple mais très belle quant à sa capacité démonstrative... On prend deux larges éprouvettes et un erlenmeyer de +/- 150 ml. Dans les deux éprouvettes, on place une grosse goutte de mercure. Dans l'erlenmeyer, on indrotuit un barreau aimanté et de l'acide borique. Puis on place sur agitateur magnétique. On sait qu'on peut obtenir de l'acide hypochloreux en traitant de l'hypochlorite basique à l'aide d'un acide très faible comme par exemple le gaz carbonique qui, au contact de l'eau, se transforme en acide carbonique faible. Mais on peut également utiliser l'acide borique. Dans l'erlenmeyer, on verse donc ensuite de l'eau de javel puis on agite. On observe qu'une partie de l'acide peu soluble en général, disparaît. On arrête et on verse le liquide dans une des deux éprouvettes qu'on agite. Aussitôt, en lieu et place du mercure, on obtient une poudre noire ou brune. On verse ensuite de l'eau de javel dans la seconde éprouvette et on agite. Dans ce cas, le mercure se recouvre d'une légère couche blanche de chlorure. On a ainsi la preuve qu'au contact de l'acide borique l'eau de javel s'est transformée en acide hypochloreux.

- Dans un erlenmeyer de 100 ml on verse +/- 30 ml d'eau de javel bien concentrée. On y ajoute 3 à 5 ml d'acétone et on agite. Attention : il peut se produire un fort échauffement. Garder donc à proximité de quoi refroidir le flacon. Le contenu devient laiteux puis, lentement, s'éclaircit tandis qu'un liquide transparent se dépose au fond. Il s'agit de chloroforme impur.

9.4. HCl

- En page 114 de l'OP j'ai signalé qu'en faisant passer un courant de HCl gazeux dans une solution de chlorure cuivrique dans l'acétate d'éthyle on obtenait un liquide jaune-or. La même chose peut être obtenue avec une solution de chlorure cuivrique dans l'alcool éthylique, mais la solution devient alors trouble et tend vers le jaune poil de chameau.

- On fait passer HCl bien desséché (après passage dans H_2SO_4) dans de l'aniline refroidie par de l'eau et de la glace. Au début un nuage de fumée apparaît puis le liquide devient pâteux. On observe bientôt des cristaux blancs de chlorhydrate d'aniline solubles dans l'eau.

9.5. SO2

- Dans un drechsel, on place moitié/moitié eau et alcool éthylique à +/- 90°. On ajoute du zinc en poudre et on fait passer du SO_2 en agitant à l'aide d'un agitateur magnétique. Le liquide s'échauffe et devient rapidement jaune. Il se forme ainsi un dithionite (ou hydrosulfite) de zinc qui colore le liquide en jaune. Si ce liquide est mélangé d'un peu de chlorure d'hydrogène et chauffé, un précipité blanc se forme. Un sulfure rouge peut éventuellement se déposer dans la partie froide du drechsel.

- Dans une solution saturée de carbonate de sodium, on fait passer SO_2 jusqu'à ce que le liquide cesse de mousser. Il s'est ainsi formé du bisulfite de sodium $NaHSO_3$ qui n'existe qu'en solution aqueuse. Si on poursuit le passage du SO_2, la solution jaunit.

9.8. H2S

- On dilue de l'acide picrique dans de l'alcool éthylique puis on neutralise avec un peu d'ammoniaque. On place ensuite ce liquide jaune dans un drechsel et on y fait passer un courant de H_2S lavé préalablement dans de l'eau. Progressivement, le liquide devient rouge sang car il s'y forme du picrate d'ammonium, lequel, en l'espace de 24 h, se dépose progressivement en beaux fins cristaux.
On peut également former ce sel de la manière suivante : diluer à chaud de l'acide picrique dans de l'eau puis neutraliser cette fois avec beaucoup d'ammoniaque. Un surplus ne pose aucun problème particulier. Laisser refroidir. Les cristaux se déposent. Cette solution est cependant moins pratique que la précédente car il faut dans ce cas utiliser beaucoup d'acide picrique au départ et ce produit est non seulement relativement coûteux mais dangereux à conserver à l'état solide (toujours placer un papier filtre humide dans le flacon bien scellé afin que l'acide ne soit jamais complètement sec.

9.9. NH3

Dans un drechsel on place une solution concentrée de nitrate de cuivre et on y fait passer du NH_3. La couleur change. De bleue elle devient lilas. Puis, en poursuivant le passage du gaz, la couleur devient alors d'un bleu d'encre. On verse dans un ballon piriforme et on ajoute par-dessus une bonne quantité d'acétone. Le nitrate de cuivre ammoniacal de couleur lilas se précipite.

10. REACTIONS ENTRE UN GAZ ET UN SOLIDE

10.1. REACTIONS AVEC L'AIR OU L'OXYGENE

- Sur un ballon à deux cols, on monte un réfrigérant à reflux surmonté d'un système d'évacuation de vapeurs. Dans le ballon, on place des morceaux de cuivre et de l'acide acétique concentré. Dans la seconde tubulure du ballon on fixe un tube plongeant dans l'acide par lequel on fait arriver de l'air au moyen d'une pompe type aquarium. On chauffe. Le liquide se colore d'abord en bleu ciel puis bleu canard par formation d'acétate de cuivre qui peut ensuite être recueilli par évaporation en beaux cristaux.

10.2. REACTIONS AVEC DES HALOGENES

- En page 131 de l'OP j'ai signalé la réaction à froid entre le brome liquide et le mercure. La réaction peut être plus lente et moins vive si au lieu de brome liquide on utilise de l'eau de brome de forte concentration. Dans ce cas, le mercure se boursoufle lentement.

- L'action du brome sur le bismuth est dangereuse. Il faut donc procéder comme suit... On prend un erlenmeyer ou un ballon de 100 ml dans lequel on verse un peu moins d'un centimètre d'éther. Ensuite, on y verse un ou deux cm^3 de brome et on agite. Enfin, on y laisse tomber un morceau de bismuth gros comme un demi pois cassé. Très vite, le liquide se trouble et prend une coloration orange. Après quelques instants de repos, on constate que deux couches se sont formées : l'une plus dense rouge sang et l'autre à peine jaunâtre. En agitant, cette seconde couche deviendra même incolore par disparition complète du brome. La partie plus dense est une solution de tribromure de bismuth dans l'éther. Les composants du flacon fument à l'air en répandant une odeur agréable qu'il faut cependant éviter de respirer.

- Aux pages 105-106 de l'OP, j'ai signalé une expérience peu connue qui met en jeu ce qu'on nomme l'oxygène singulet. Il s'agissait alors de faire passer du chlore dans un mélange d'eau oxygénée et d'hydroxyde de sodium en observant la réaction dans l'obscurité. Une autre méthode expérimentale, plus simple, montrant le même phénomène de chimioluminescence, peut être réalisée à l'aide de dichloroisocyanurate de sodium utilisé pour traiter l'eau des piscines. Sur un tapis de petits grains de ce sel de sodium, on fait tomber goutte à goutte du peroxyde d'hydrogène concentré. Dans l'obscurité totale, chaque contact entre les deux substances produit une lueur rouge caractéristique. On peut également réaliser l'expérience en laissant tomber un morceau de cette substance dans de l'eau oxygé,née. Attention : dans ce dernier cas, il faut prévoir un récipient adéquat car il y a un fort dégagement de bulles de chlore formant mousse. Bien aérer le local !

- Généralement, on dit qu'il suffit de faire tomber de la poudre d'antimoine dans un flacon de chlore pour que celle-ci s'y enflamme ou y brûle spontanément. En réalité, les termes « brûler » ou même « s'enflammer » sont exagérés. Ce qu'on peut voir dans ce cas, c'est uniquement l'apparition soudaine d'un nuage blanc. En revanche, si on chauffe au préalable l'antimoine, on obtient une combustion assez semblable à celle du phosphore rouge en poudre dans le chlore (Voir illustration 3 page ci-contre).

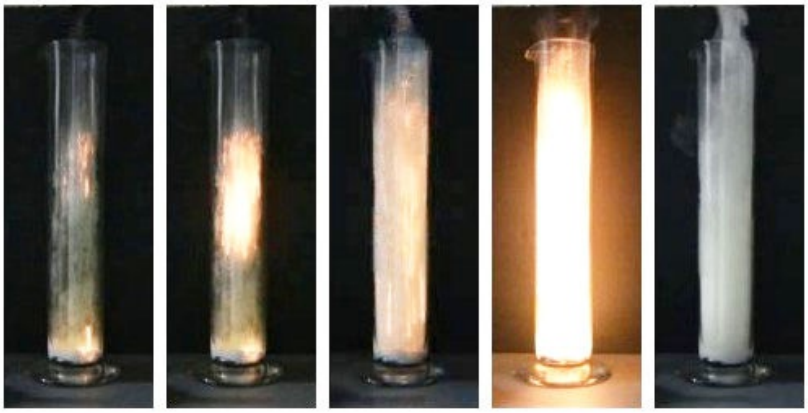


Illustration 3

- En page 133 de l'OP j'ai signalé la réaction entre le chlore et le sodium. Cette expérience peut également se réaliser d'une autre manière. On tapisse le fond d'un grand flacon avec une couche de sable fin puis on y place un petit creuset dans lequel on laisse tomber un morceau de sodium bien sec. Par déplacement, on remplit ensuite le flacon de chlore puis, à l'aide d'un long agitateur en verre trempé dans l'eau, on touche le fragment de sodium. Le métal s'enflamme aussitôt avec une flamme jaune rougeâtre en réagissant avec le chlore. Il se forme un épais nuage blanc de NaCl (Voir illustration 4)

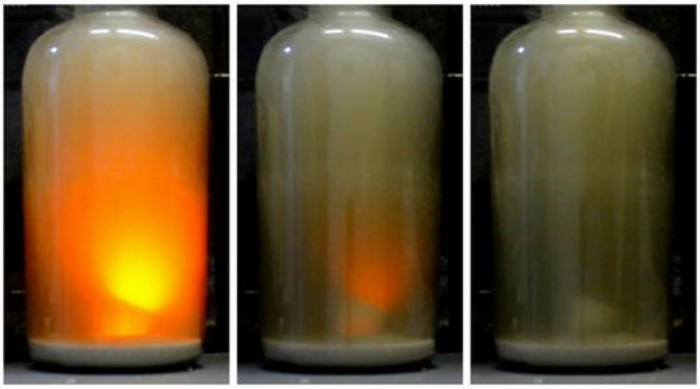


Illustration 4

- Un réfrigérant droit rodé (réfrigérant de Liebig) est maintenu verticalement dans une pince. Après avoir glissé dans son tube central une petite pièce en verre en forme de punaise (ou, à défaut, quelques billes de verre) destinée à bloquer le passage de gros objets, on remplit celui-ci de granulés d'étain. On connecte ensuite le réfrigérant à un circuit d'eau froide. Sous le réfrigérant, on place un petit ballon (de préférence piriforme) à deux cols, l'un des cols étant fixé dans le rodage mâle du réfrigérant. Par l'autre col, on fait arriver un courant de chlore bien desséché par passage dans une haute colonne de chlorure de calcium anhydre. Le rodage femelle situé en haut du réfrigérant est connecté à un drechsel où on place une solution d'hydroxyde de sodium destinée à absorber le chlore en excès. On lance le circuit d'eau pour bien refroidir le tube central du réfrigérant puis on commence à générer du chlore. Lorsque ce dernier pénètre dans le réfrigérant, on aperçoit des étincelles. Puis l'étain semble fondre en bouillonnant et un liquide jaune s'écoule dans le ballon. Un peu de fumée blanche s'échappe par le dessus et entre en contact avec la solution d'hydroxyde. Progressivement le liquide du drechsel deviendra laiteux et, au final, un fort dépôt blanc y sera constaté. L'expérience se termine quand tout l'étain a disparu. On coupe l'arrivée de chlore et, progressivement, on déconnecte les différentes pièces de l'appareillage en prenant soin que le ballon et le réfrigérant soient hermétiquement fermés. C'est le réfrigérant qui sera déconnecté en dernier. Tout au long du démontage de l'ensemble, on notera l'apparition d'abondantes fumées blanches constituées d'un hydroxyde d'étain qui se forme au contact de l'air humide et du chlorure $SnCl_4$ présent ici et là dans l'appareillage. Chaque appareil doit individuellement être passé sous l'eau et rincé afin d'éviter autant que possible la formation de cette fumée blanche toxique susceptible de déclencher un oedème pulmonaire. Au final, on aura donc obtenu un

chlorure liquide $SnCl_4$ teinté de jaune par excès de chlore. Ce liquide fut jadis appelé « liqueur fumante de Libavius» en raison de son fort dégagement de fumées blanches à l'air libre. A l'aide d'une pipette, on prélève un peu de ce chlorure et on le laisse tomber goutte à goutte dans un bécher de 100 ml rempli à moitié d'eau distillée à température du local. Chaque goutte fait entendre un bruit comme celui d'un fer rouge plongé dans l'eau. On observe que dans un premier temps ces gouttes coulent en prenant l'aspect de petits cristaux transparents. Puis ils disparaissent en même temps que des bulles se dégagent. Il s'est alors formé une solution d'un chlorure hydraté ($SnCl_4 + 5H_2O$) qu'on peut conserver. Si le chlorure est mélangé de beaucoup plus d'eau, il se transforme alors en acide chlorhydrique et oxyde d'étain. En regardant le bout de la pipette, on observe qu'il s'y forme progressivement une petite masse de cristaux blancs de chlorure anhydre qui disparaît progressivement en absorbant l'humidité de l'air et en produisant alors une fumée blanche.
REMARQUE IMPORTANTE : Il est important de continuer l'expérience jusqu'à disparition complète ou quasi complète de l'étain. En effet, s'il en reste, celui-ci reste attaché aux parois du réfrigérant et pour l'en retirer il faut utiliser l'acide chlorhydrique ou l'eau régale (mélange de HCl et HNO_3). Et cela peut prendre pas mal de temps...

- Certains ouvrages de chimie signalent que le manganèse est si réactif avec le chlore qu'il réagit avec lui à froid. Ce n'est pas ce que j'ai pu constater ! Au contraire, il m'a fallu le chauffer dans le tube où je l'avais placé et où circulait du chlore, pour qu'un rougeoiement éclaire soudain les petits morceaux du métal et qu'il se propage ensuite, laissant alors une matière liquide sombre qui ne tarda pas à se solidifier. Le nettoyage du tube nécessita l'usage d'eau régale.

- Faire passer Cl_2 gazeux sur un peu de ferrocyanure de K jaune très légèrement chauffé. Il se transforme en ferricyanure

10.5. NH3

- On fait passer NH_3 bien sec sur du chlorure de nickel largement étalé en une couche très mince dans un tube. Le chlorure, vert printemps au départ, devient vert épinard puis bleu et, enfin, blanc. Mélangé à de l'eau il donne une liqueur bleue au fond de laquelle tombe lentement un hydroxyde vert clair.

12. REACTIONS A FROID (LIQUIDES+SOLIDES et LIQUIDES+LIQUIDES)

12.1. Réactions avec des métaux ou des métalloïdes

Fer, zinc, cuivre, nickel, étain, plomb :

- Mis en contact avec un clou (fer/acier) placé dans une éprouvette, l'acide bromhydrique à 48 %, se teinte d'orange, ce qui signale la libération du brome.

- On place une lame de zinc dans une solution de chlorure de cadmium. Au bout de 24h, la lame est boursouflée. Le cadmium s'y est déposé tandis que la solution contient désormais du chlorure de zinc.

- Une lame de zinc glissée dans une éprouvette contenant de l'acide bromhydrique à 48 % réagit fortement. De l'hydrogène est libéré (aboiement caractéristique en portant une flamme au goulot).

- Si on agite du chlorure de fer (III) avec du zinc en poudre il se transforme en chlorure de fer (II), ce qui peut être vérifié par la couleur de l'hydroxyde obtenu avec une solution de NaOH.

- Le zinc précipite le métal des solutions salines d'or, d'argent, de plomb, d'étain, de nickel, de cobalt, de cuivre et de mercure. Mais la rapidité de l'action dépend beaucoup de la température et des concentrations.

- Une tendance est parfois de croire que le cuivre, à froid, ne réagit qu'avec l'acide nitrique. Or c'est faux. En présence d'air et d'un acide aussi faible que le vinaigre, il se produit déjà un acétate toxique. Mais voici une autre réaction... Dans une éprouvette assez courte fermant hermétiquement grâce à un bouchon en verre rodé, on place par exemple une languette de cuivre et de l'acide chlorhydrique concentré. Après quelques heures, la partie aérienne du cuivre se couvre déjà d'un enduit coloré qui, au bout d'une nuit, devient complètement noir. Au fil de la journée suivante cette partie noire devient argentée tandis que le liquide jaunit puis verdit et devient de plus en plus foncé. La réaction se poursuit ensuite les jours suivants jusqu'à disparition complète de la partie haute du cuivre. D'autre part, si on fait arriver beaucoup d'air dans une solution d'acide chlorhydrique contenant du cuivre, celle-ci se teinte assez rapidement en bleu.

- Dans une boîte de pétri, on verse une petite couche d'une solution aqueuse de nitrate d'argent. On y fait alors plonger un fil de cuivre de manière à ce que peu de sa surface entre en contact avec le liquide. Après plusieurs heures, il s'est formé un cercle de cristaux brillants d'argent pur (Voir illustration 5).

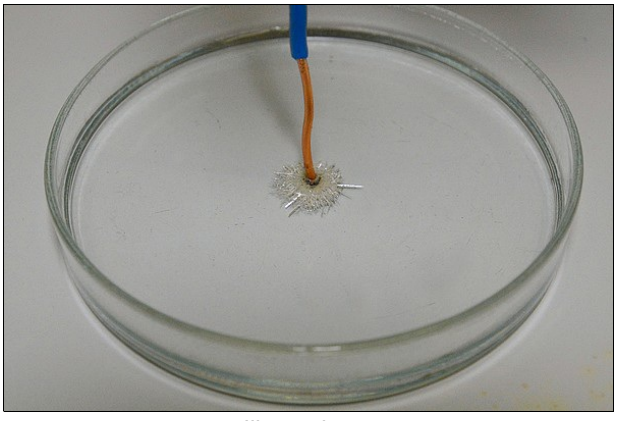


Illustration 5

Magnésium, aluminium :

- Dans un tube a essai ordinaire, on place un fond de 5mm de poudre de magnésium. Par-dessus, on vide de l'alcool absolu. Enfin, on projette dans le tube un ou deux gros cristaux d'iode. Assez rapidement, le liquide se met à « bouillir». Il se dégage de l'hydrogène que l'on peut repérer à l'aboiement quand on approche une allumette. Le liquide verdâtre qui reste contient de l'éthylate de magnésium.

- Mis en contact avec une boule de papier aluminium, l'acide bromhydrique à 48 % semble ne pas réagir ou très peu. Puis, brutalement, la réaction s'emballe, libérant beaucoup d'hydrogène.

Chrome, cobalt, cadmium, manganèse :

- Dans un ballon muni d'un bouchon en caoutchouc à 1 trou (pour éviter au maximum le contact de l'air), on place du chrome et du Hcl concentré. La réaction se produit déjà à froid, mais pour l'activer on peut légèrement chauffer. On obtient ainsi un liquide d'un beau bleu. Laissé à l'air ou si on y fait passer un peu d'air, ce liquide devient vert. L'ion chrome (II) se transforme ainsi en ion chrome (III)

Mercure, argent, or :

- Certains chimistes prétendent qu'en malaxant longtemps dans un mortier de la poudre de magnésium avec du mercure on obtient ainsi un amalgame. J'ai tenté la chose sans résultat. Lassé, j'ai placé ce mélange dans une éprouvette que j'ai secouée plusieurs minutes grâce à un gros agitateur vortex IKA réglé au maximum. Aucun changement visible ne m'est apparu. Comme il était dit que cet amalgame réagissait fortement avec l'eau en dégageant de l'hydrogène et en chauffant, j'ai ajouté de l'eau dans l'éprouvette. J'ai alors constaté un dégagement d'hydrogène laissant peut-être penser qu'une partie du mercure s'était amalgamée. Mais de la poudre de magnésium placée dans de l'eau à température ordinaire produit un effet assez semblable. Je me garderai donc bien de conclure...

- On plonge jusqu'au fond d'une éprouvette une tige d'aluminium puis on y verse un demi centimètre de mercure et plusieurs centimètres d'eau. La réaction est très lente à démarrer. Il se forme de l'alumine et des bulles de gaz s'échappent.

- Dans une éprouvette, on verse une solution de nitrate d'argent puis on y laisse tomber deux gouttes de mercure. Ce n'est que très lentement qu'apparaissent de petites aiguilles jaunes à la surface et autour du métal.

- Dans un petit bécher, on place de la poudre de cuivre sur laquelle on verse de l'eau acidulée qui enlèvera au cuivre l'oxyde qui aurait pu se former à sa surface. On place le tout sur agitateur magnétique et on y verse quelques gouttes de mercure. Lentement, la couleur du mélange se modifie en s'assombrissant. Au bout d'un long moment, on retire de l'agitateur et on lave à grande eau. Au fond du récipient il reste une sorte de mercure brillant qui n'est plus du tout aussi mobile que l'est habituellement le mercure. C'est un amalgame cuivre/mercure. Placé dans un flacon, il durcit finalement complètement en prenant une couleur grise dont la surface se teinte de rouge et se conserve ainsi indéfiniment. Sous l'action d'une pince coupante, ce composé solide se brise en crissant puis en s'effritant. Il ne réagit cependant ni dans l'eau, même chaude, ni dans l'acide chlorhydrique. En revanche, plongé dans l'acide nitrique concentré, il mousse beaucoup en dégageant des vapeurs rutilantes et en laissant au final une magnifique liqueur verte.

Phosphore :

- Dans un petit verre à pied (+/- 150 ml), on place du zinc en poudre et du zinc en très petites grenailles. Par-dessus, on verse une couche de 2 cm d'eau puis d'assez petits morceaux de phosphore jaune. On dépose l'ensemble dans un endroit bien dégagé, en plein air puis on laisse tomber quelques gouttes de HCl concentré dans l'appareil et on s'éloigne. De l'hydrogène commence à se dégager puis, progressivement, il est remplacé par une fumée blanche et une odeur d'ail. Quelques petites étincelles peuvent même être aperçues à la surface du liquide. L'hydrogène naissant se combine en effet au phosphore pour former du phosphure d'hydrogène impur qui s'enflamme à l'air libre. Une fine couche de sciure de bois permet parfois de mieux

mettre en évidence les inflammations produites par le phosphure d'hydrogène impur.

Soufre et sélénium :

- Dans une éprouvette, on verse une couche de trois ou quatre centimètres d'acide nitrique sur de la poudre de sélénium. Bientôt, le liquide se colore en jaune et une poudre blanche d'anhydride sélénieux SeO_2 devient visible. En revanche, si on essaye de faire agir l'acide sur un morceau de sélénium, l'attaque ne se produit qu'en chauffant légèrement, avec fort dégagement de vapeurs rutilantes.

12.2. REACTIONS AVEC LES HALOGENES ET LES HALOGENURES

Brome :

- La réaction de l'hyposulfite de soude sur l'iode est bien connue : elle donne un liquide totalement transparent, raison pour laquelle ce produit était jadis utilisé pour enlever les taches de teinture d'iode. Mais l'hyposulfite agit un peu semblablement avec le brome, sauf que dans ce cas il se forme un dépôt de soufre laiteux.

Iode :

- Une solution d'iode dans l'eau ou l'alcool éthylique est décolorée à froid par une solution d'acide ascorbique.

- On prépare une solution d'iode dans de l'eau contenant de l'iodure de sodium ou de potassium. On y jette un fragment de carbure de calcium et on agite. Le liquide change alors de couleur pour devenir jaune puis incolore. Il semble se former ainsi de l'iodoforme et du diiodoforme, ce dernier ayant une odeur moins agréable que celle du premier. On transvase immédiatement pour éviter que le carbure ne laisse son dépôt blanc habituel après totale décomposition. On ajoute une ou deux gouttes d'acide sulfurique concentré. La couleur de l'iode reparaît.

- Dans un petit creuset on verse un peu d'iode. Ensuite, on laisse tomber dessus quelques gouttes d'essence de lavande. Il se produit à chaque fois une petite détonation et des vapeurs jaunes-brunes se dégagent. Il reste ensuite une substance huileuse de la couleur de l'iode.

Acides bromhydrique et iodhydrique :

- Si on verse HBr sur du MnO_2, une teinte orange-rouge apparaît, signalant la libération du brome. Si on chauffe, une nette quantité de brome gazeux apparaît alors dans l'éprouvette. Si on verse HBr sur PBO_2, le solide noir semble disparaître en donnant un liquide orange. Si on verse quelques gouttes de nitrate d'argent dans HBr, un précipité blanc se forme puis disparaît aussitôt. Il faut ajouter davantage de nitrate pour que le précipité blanc-jaunâtre se maintienne.

- Dans des éprouvettes différentes, on place des fragments d'antimoine, de fer, d'étain, de zinc, de cuivre, de magnésium, de manganèse ainsi que quelques gouttes de mercure. On verse, par-dessus, de l'acide iodhydrique. On attend. Seuls le fer, le zinc, le manganèse et le magnésium réagissent un peu, même si on chauffe l'éprouvette. Ceci démontre que dans sa famille, l'acide iodhydrique bien que d'un PH prononcé, reste un acide peu réactif.

- On place quelques centimètres cubes d'acide iodhydrique dans quatre éprouvettes différentes. Ensuite, dans la première, on verse quelques gouttes d'acide sulfurique. Puis, dans la seconde, une bonne quantité d'acide sulfureux. Dans la troisième, quelques gouttes d'acide nitrique. Dans la premier cas, l'acide étant dense, une couleur brune se répand dans le fond de l'éprouvette. Dans le second cas, le liquide se colore uniformément en jaune. Dans le troisième, une couleur brune se répand dans l'éprouvette. Dans chacun de ces trois cas, l'iode a été mis en liberté, de manière plus ou moins importante. Dans la quatrième éprouvette on verse de

l'acide chlorhydrique. Rien ne se passe. Après une dizaine d'heures, on observe cependant que l'éprouvette s'est elle aussi colorée en jaune pâle. Quant à celle où l'on avait versé de l'acide nitrique, on y observe, au fond, une couche de petits cristaux d'iode.

12.3. REACTIONS AVEC DES SELS MINERAUX

Sels de calcium, sodium, potassium et ammonium :

- En page 172 de l'OP j'ai signalé la possibilité d'obtenir aisément et rapidement de l'acide nitreux en mélangeant deux solution fortement refroidies chacune. C'est ainsi qu'au surgélateur, on place une solution de nitrite de sodium et une autre de HCl concentré. L'expérience doit se faire à moins de dix degrés car sinon l'acide nitreux se décomposerait rapidement. Dans un flacon sec lui-même plongé dans un bain de glace, on mélange les deux flacons réfrigéré jusqu'à formation d'un liquide bleu composé d'acide nitreux. Notez qu'on peut remplacer HCl par H_2SO_4 avec le même résultat.
L'acide nitreux ainsi obtenu chasse l'iode des solutions d'iodures, décolore la solution acide de permanganate et forme un colorant rouge si versée dans de l'aniline ou sur du phénol solide. Ces deux dernières éprouvettes doivent ensuite se laver à l'acétone.

- La préparation du chlore se fait désormais principalement par l'action de HCl sur l'acide trichloroisocyanurique (dit « chlore lent » pour les piscines privées) ou le dichloroisocyanurate de sodium (dit « chlore rapide » pour les piscines privées), mais on se soucie généralement peu de l'acide cyanurique qui en est également le résultat et qui peut être mis en évidence comme suit... On place un peu de dichloroisocyanurate de sodium dans un flacon et on noie d'eau de manière à en obtenir une solution faible. On laisse décanter puis on verse dans un petit erlenmeyer (50 ou 100 ml). On ajoute ensuite quelques gouttes de HCl. Une observation attentive fait apparaître un très léger dégagement de chlore. On chauffe ensuite pour dégager le chlore puis le flacon est placée à température fraîche, voire au frigo. Un dépôt blanc d'acide cyanurique tombe alors lentement au fond.

- Dans un verre à pied posé dans un cristallisoir, on place 1 cm^3 de chlorate de potassium et on vide par-dessus 10 à 15 ml de bisulfite de sodium. Lentement, on voit de petites bulles se former et atteindre la surface du liquide pendant que celui-ci jaunit. Il se forme en effet de l'acide chlorique. Puis, la réaction s'emballe et le liquide mousse d'un coup très fort. On sent alors l'odeur du SO_2. Procéder à l'air libre.

- Du métabisulfite de sodium (ou pyrosulfite) mélangé à de l'eau donne un dégagement de SO_2. Si on y ajoute du magnésium en poudre ou petites rognures, il donnera du sulfite de magnésium, du sulfite de sodium et.... un dégagement d'hydrogène !

Sels de fer (ferreux++/ferriques+++) :

- On verse 5 gouttes d'essence de girofle (eugénol) dans 5 cc d'alcool éthylique. On agite pour diluer puis on y laisse tomber, goutte à goutte, une solution diluée de chlorure ferrique. La solution passe d'abord au bleu, puis au vert et devient ensuite jaune sale.

- On prépare une solution de chlorure ferrique et on la place dans un bécher posé sur agitateur magnétique. Progressivement, on y verse du carbonate de calcium en poudre fine. Le liquide mousse beaucoup et change de couleur. Finalement, il se prend en masse avant de redevenir liquide. Certains chercheurs sont d'avis que cette composition, quelque peu améliorée, est à la base du fameux miracle de saint Janvier, à Naples, où le prétendu sang contenu dans une ampoule scellée se liquéfie parfois lors de cérémonies au cours de laquelle ladite ampoule est agitée. Ils en donnent la « recette » suivante : préparer une solution de 25 gr de $FeCl_3$ dans 100 ml d'eau et y ajouter lentement 10 gr de $CaCO_3$. On laisse digérer 4 jour, on évapore à 100 ml et on ajoute 1,7 gr de NaCl. En une heure de temps la solution se gélifie. Je dois dire que j'ai essayé et n'ai pas obtenu ce résultat. L'hypothèse d'un gel thixotrope me semble excellente pour expliquer le « miracle » ; mais encore faudrait-il en donner la composition exacte...

- Une solution de chlorure ferrique est mélangée d'une solution de phosphate d'ammonium. Il y a formation

d'un précipité brun-jaunâtre.

Sels de cuivre (cuivreux+/cuivriques++) :

- Certains auteurs disent que les ions cupritétrammine $Cu(NH_3)_4$ qu'on obtient en faisant agit de l'ammoniaque sur du sulfate de cuivre n'ont pas la propriété de dissoudre le coton car ils sont associés à des ions sulfate SO_4. En revanche, les mêmes ions obtenus par réaction entre ammoniaque et carbonate de cuivre ou ammoniaque+air sur cuivre seraient capables de dissoudre la cellulose. Il convient d'utiliser de l'ouate de pharmacie 100 % coton pour réaliser l'expérience. J'avoue l'avoir tentée sans grand succès en laissant le coton en contact avec la solution pendant 48 heures. Certes j'ai obtenu une liqueur quelque peu plus consistante qu'au départ, mais quand j'ai versé goutte à goutte celle-ci dans une solution faible de H_2SO_4, au lieu d'obtenir une fibre lisse bleue, je n'ai obtenu que de petits flocons bleuâtres.

- On commence par produire la classique eau céleste au départ d'une solution de sulfate de cuivre et une autre d'ammoniaque. Ensuite, on verse dans cette eau céleste de l'alcool éthylique. Un nouveau précipité se forme ; mais cette fois il s'agit d'un complexe d'un bleu profond qui répond à la formule $[Cu(NH^3)_4]SO_4.H_2O$ et dont le nom est sulfate de tétraamminecuivre (II). On doit éviter de tenter de sécher ce sel à la flamme car il est d'une nature explosive.

- Sur quelques grains de dichloroisocyanurate de sodium, on verse quelques gouttes d'une solution de sulfate de cuivre. Aussitôt les grains se colorent en mauve.

- Dans une solution de sulfate de cuivre on verse une solution de nitrite de sodium. Aussitôt, de bleue la solution passe au vert émeraude.

Sels de zinc :

- Dans une solution de sulfate de zinc, on verse lentement une solution d'hydroxyde de sodium en agitant. Il commence d'abord par se former un précipité blanc d'hydroxyde. Ensuite, la solution s'éclaircit et devient limpide car il s'est formé du zincate de sodium. Goutte à goutte, on ajoute ensuite du H_2SO_4. Le précipité reparaît puis disparaît à nouveau. Il s'est en effet formé à nouveau un précipité d'hydroxyde puis celui-ci s'est transformé en sulfate. Une expérience semblable sera signalée ci-dessous avec un sel d'aluminium

Sels de nickel :

- Dans une éprouvette, on verse une solution de sulfate de nickel d'un beau vert sur 3 à 4 cm de hauteur. Goutte à goutte on y ajoute une solution concentrée de cyanure de Na. Il se forme d'abord un précipité blanc-vert qui se redissout ensuite dans un excès en donnant une solution jaune. L'éprouvette contient alors un complexe de tetracyaninichelate (II). Dans le tube, on laisse ensuite tomber un morceau de zinc et quelques grains de NaOH. Progressivement, au fond de l'éprouvette, une couleur rouge apparaît. Un complexe nickel (I) se forme. Si on prélève un peu de ce liquide rouge à l'aide d'une pipette et qu'on y ajoute H_2SO_4 dilué, cela donne un précipité jaune. Si on ajoute ensuite H_2O_2, il y a formation d'un précipité blanc.
Si, dans la solution jaune obtenue au départ, on ajoute quelques gouttes d'hypochlorite de sodium, le liquide devient noir par formation d'un autre précipité complexe.

Sels d'aluminium et de magnésium :

- On commence par verser une solution d'hydroxyde de sodium dans la solution de sulfate d'aluminium. Il se forme alors un précipité blanc laiteux qui, par l'ajout d'un excès d'hydroxyde se transforme en solution limpide d'aluminate de sodium. On y fait alors tomber goutte à goutte du HCl (ou du H_2SO_4). Le précipité d'hydroxyde reparaît puis disparaît à nouveau par formation d'une solution de chlorure (ou sulfate) d'aluminium. Une expérience assez semblable a été signalée plus haut avec un sel de zinc.

- Dans un flacon, on prépare une solution aqueuse de sulfate d'aluminium dans laquelle on dissout un colorant genre bleu de méthylène. On verse ensuite une solution d'hydroxyde de sodium qui forme un

précipité d'alumine. On mélange bien puis on filtre. Dans le filtre demeure une sorte de gelée colorée composée d'alumine ayant capté le colorant. Si, au départ, on n'avait pas mis trop de colorant dans le liquide, ce dernier s'écoule incolore. L'alumine a la propriété de retenir en elle les colorant et cette propriété est utilisée pour certaines colorations de tissus.

- Les sels de magnésium et leurs précipités sont incolores ou blancs. Sauf un cas. Dans une solution étendue d'un sel de magnésium, on verse quelques gouttes d'une solution récente de KI. Puis quelques gouttes d'une solution d'hypochlorite de sodium. On obtient un précipité rouge brun qui n'est cependant pas vraiment un composé ordinaire. En fait, il se produit un hydroxyde de magnésium très fin qui reste en suspension tandis que l'iode du KI est libéré et se fixe sans se combiner aux grains d'hydroxyde. A noter qu'il faut parfois alcaliniser par une goutte de NaOH et que l'hypochlorite peut être remplacée par de l'hypobromite de sodium.

- On chauffe un mélange liquide fait d'une solution de chlorure de magnésium et d'une solution de sulfure de calcium. Une odeur d'oeuf pourri se dégage et l'éprouvette se recouvre de soufre. Quand l'expérience est faite avec les deux substances à sec, il se forme uniquement du H_2S, du $CaCl_2$ et du $Mg(OH)_2$

Sels de cobalt :

- On fait tomber goutte à goutte une solution de chlorure de cobalt dans une solution de phosphate de sodium. Le liquide se teinte d'abord en un beau bleu puis, lentement, un beau précipité bleu indigo de phosphate de cobalt se forme.

- Dans une éprouvette, on verse un peu de chlorure de mercure (II) qu'on surmonte de 3 à 4 cm d'eau. On chauffe pour dissoudre. On ajoute ensuite quelques gouttes de sulfocyanure de sodium et on agite. Le liquide reste incolore. Goutte à goutte, on ajoute enfin une solution de nitrate de cobalt. La teinte du liquide passe progressivement du rose lilas à l'indigo puis au bleu outremer. Dans certains cas, un dépôt noir peut apparaître au fond de l'éprouvette. La teinte se maintient, mais si on ajoute un peu d'acétate d'éthyle, la plus grande partie de bleu rejoint cette portion supérieure non miscible tandis qu'en dessous ne subsiste qu'un bleu très clair. (Voir page 56 de l'OP avec moins de détails).

- Dans une éprouvette, on verse une solution de chlorure de cobalt puis, par-dessus, une solution de cyanure de sodium. Il se forme un précipité de couleur brun-jaune sale qui se dissout dans un excès de réactif pour former un liquide d'un beau jaune cette fois.

- Une solution d'un sel de cobalt ++ mise en contact avec une solution de sulfocyanure d'ammonium donne un précipité bleu-mauve complexe soluble dans un excès de réactif.

- Dans deux éprouvettes, on verse 3 cm de chlorure de cobalt (II). Dans la première on ajoute une solution de bicarbonate (hydrogénbocarbonate) de sodium. Il se forme un précipité floconneux de couleur lilas. Dans la seconde, avant de verser le bicarbonate, on ajoute une goutte d'eau oxygénée. Dans ce cas, il se forme un précipité vert à brun et le liquide mousse beaucoup. Ce précipité vert est un complexe de cobalticarbonate cobaltique $Co[Co(CO_3)_3]$.

- Dans une éprouvette, on verse une solution aqueuse de sulfate de cobalt puis une solution aqueuse de cyanure de sodium. Un précipité de cobalticyanure se forme.

Sels de lithium, de strontium et de cérium :

- En faisant dissoudre du carbonate de lithium dans HCl, on prépare aisément du chlorure de lithium qui a une réaction acide et se dissout dans l'eau, l'alcool et l'éther.

- Dans une solution aqueuse de sulfate de cérium acidifiée par H_2SO_4 on laisse tomber goutte à goutte de l'eau phéniquée. Le liquide devient de plus en plus brun jusqu'à ce qu'un précipité brun se forme et se dépose.

- Dans une éprouvette, on verse une solution aqueuse sulfurique jaune de sulfate de cérium. On verse ensuite quelques gouttes de H_2O_2. Le liquide se décolore complètement. On y ajoute ensuite quelques gouttes

d'ammoniaque. Il se forme un précipité rouge brique.

Sels de manganèse, manganates et permanganate de potassium :

- La solution aqueuse de chlorure de manganèse ne se conserve pas bien car il y a transformation partielle en bioxyde. La lumière agit d'autre part assez rapidement sur la même solution en provoquant une précipitation plus rapidement la précipitation de bioxyde. D'autres corps provoquent la même chose. Ainsi, par exemple, si dans une solution du chlorure de manganèse on verse un peu d'une solution de chromate de potassium, la même précipitation s'effectue en l'espace d'une demi-heure. Un morceau de ruban de magnésium placé dans une solution de chlorure de manganèse se colore en brun-rose au bout d'une journée en précipitant le métal.

- On fait dissoudre un peu de chlorure de manganèse dans de l'alcool éthylique et on enflamme. La flamme, au lieu de rester bleue, se colore en rouge.

- Une solution de permanganate de potassium est décolorée à froid par une solution d'acide ascorbique

- A une solution de permanganate acide placée dans une large éprouvette on ajoute une solution de nitrite de sodium. Il se forme un sel manganeux et le liquide se décolore en même temps qu'un léger nuage rouge se forme.

- Dans une éprouvette, on verse une solution faible de H2SO4 et on y laisse tomber un grain minuscule de permanganate de potassium de manière à colorer le liquide. On y laisse ensuite tomber un morceau de zinc. La solution se décolore progressivement.

Sels de chrome, chromates et dichromates :

- Dans une coupelle, on place un peu d'anhydride chromique. Au moyen d'une pipette, on y fait tomber des gouttes de bisulfite de sodium. Aussitôt, il y a transformation en oxyde vert. La réaction est assez vive. Se tenir à distance.

- Dans une éprouvette, on verse 1 cm d'eau oxygénée à 33% et on ajoute la même quantité d'eau afin de diluer. On y laisse ensuite tomber un minuscule fragment d'acide chromique (oxyde de chrome VI). La réaction est vive. Au tout début on voit se former un liquide bleu qui devient rapidement brun. On ajoute de l'ether et on agite. La partie supérieure se colore en bleu-mauve suite à l'apparition d'acide perchromique.
Voici une autre manière d'effectuer cette expérience... On prend un erlenmeyer (plutôt qu'un ballon ou un bécher) dans lequel on verse une solution faible d'acide chromique. La couleur doit être jaune comme de l'urine. Dans un autre flacon, on a préparé un peu d'eau oxygénée à 33% que l'on a diluée en y ajoutant un même volume d'eau et on en a rempli une pipette de type compte-goutte. Dans l'erlenmeyer, on glisse l'aimant d'un agitateur, on ajoute de l'éther et on pose sur l'agitateur réglé à grande vitesse. Aussitôt, on laisse tomber goutte à goutte l'eau oxygénée. Le liquide devient bleu foncé. On arrête et on verse immédiatement dans une ampoule qu'on ferme à l'aide de son bouchon rodé. Deux liquide se séparent, dont le supérieur est bleu car constitué d'acide perchromique dans l'éther. La couleur bleue diminue progressivement pour disparaître complètement en l'espace d'une dizaine d'heures.

- Dans une grande éprouvette, on place une solution assez diluée de chromate de potassium. On ajoute deux ou trois gouttes de H_2SO_4. On ajoute ensuite une quantité égale ou moindre en volume d'alcool et on agite. Enfin, sur le bord de l'éprouvette, on fait couler H_2SO_4. Il se forme aussitôt une solution bleue qui tombe au fond du flacon. C'est le principe de l'éthylotest. L'odeur qui se dégage ensuite du flacon est agréable mais pique aux yeux.

- Une solution de sulfate de chrome (III) donne, avec une solution de phosphate de potassium, un précipité de phosphate chromique vert qui finit par disparaître en donnant alors un beau liquide vert.

- Dans un erlenmeyer, on verse une solution de dichromate de potassium sur laquelle on ajoute HCl concentré. On verse ensuite peu à peu de la poudre de zinc. Vive réaction et dégagement de H_2. Le liquide se colore peu à peu en bleu. On y verse alors de l'acétate de sodium en poudre. Il se forme un précipité rouge

ou le liquide devient rouge. On y ajoute HCl ou on laisse décanter et on ajoute HCl sur le précipité. Il se forme du chlorure de chrome bleu qui devient rapidement verdâtre à l'air libre.

- Dans une solution de dichromate de potassium, on verse une solution de chlorure de baryum. Au départ, rien ne se produit, puis le liquide s'opacifie et un précipité apparaît enfin, donnant au liquide une teinte orange. Une fois décanté et après avoir retiré le liquide, ce précipité apparaît jaune.

- Dans une éprouvette, on place une solution faible de H_2SO_4 et on y laisse ensuite tomber un morceau de zinc. Quand l'hydrogène se dégage, on verse une solution de nitrate de sodium ou de bichromate de potassium. Le dégagement d'hydrogène stoppe un moment puis reprend quand une certaine quantité d'oxygène a été récupérée des substances en présence. Il y a élévation de la température. La même expérience peut être réalisée avec du fer en lieu et place du zinc.

- On place un peu d'oxyde de chrome (VI) dans de l'alcool éthylique absolu. Le liquide se colore légèrement puis, en l'espace de quelques heures, un solide noir se dépose. On verse l'alcool, on récupère quelques parcelles de cette substance noire et on chauffe avec quelques gouttes de HCl. Le liquide prend une belle couleur vert émeraude. Il s'était en effet formé un oxyde particulier de chrome qui réagit avec l'acide pour former un chlorure. Si on avait traité l'oxyde de chrome (VI) directement par HCl chaud, on aurait obtenu le dégagement de vapeurs rouges de chlorure de chromyle.

- On prépare une solution aqueuse bleue d'alun de chrome. Lentement, on y verse une solution aqueuse de NaOH. Un précipité se forme puis se dissout dans un excès pour former un liquide vert. Si en lieu et place de NaOH on verse une solution d'ammoniaque, un précipité se forme mais cette fois il ne se dissout pas immédiatement dans un excès. Il le fait cependant après une bonne heure en donnant un liquide d'une belle couleur mauve. On refait une troisième fois cette expérience, avec cette fois une solution de carbonate de sodium. Un précipité insoluble dans un excès se forme encore, mais il est cette fois de couleur gris-bleu-vert

- Dans une solution d'acide sulfochromique diluée jusqu'à ce qu'elle soit orangée, on verse quelque gouttes d'alcool éthylique. La solution ne change pas immédiatement de couleur, mais celle-ci vire au bleu profond en l'espace de 8 heures.

- Un mélange d'eau, de $K_2Cr_2O_7$ et de H_2SO_4 est versé dans une éprouvette. Par-dessus on verse ensuite de l'alcool isopropylique. Le tube s'échauffe, des bulles se dégagent et parfois même il y a ébullition. Ensuite, séparation brutale entre un liquide très noir et un liquide d'un beau bleu.

Sels de vanadium et vanadates :

- Dans une solution neutre de vanadate d'ammonium on verse un peu d'acide acétique. Aussitôt la solution devient rougeâtre par formation d'un vanadate acide. Le même résultat peut être obtenu avec différents acides. Mais si on utilise une solution d'acide sulfureux, il se forme lentement un trétroxyde V_2O_4 d'un beau bleu.

Sels de molybdène :

-Dans une éprouvette, on verse deux ou trois centimètres d'une solution aqueuse d'acide molybdique ou de molybdate de sodium. Par-dessus, on verse une solution de thiocyanate (sulfocyanure) de potassium. Rien ne semble se passer. On ajoute ensuite quelques gouttes de HCl. Le liquide prend une belle couleur jaune ou orange, selon les quantités en jeu. On ajoute alors un ou deux centimètres d'éther et on agite. La couleur jaune/orange passe et se concentre dans l'éther. Il s'est formé du sulfocyanate de molybdène.

- Une solution nitrique de nitrate mercurique produit un précipité blanc dans une solution de molybdate d'ammonium.

- Une solution aqueuse de pentoxyde de vanadium acidulée par H_2SO_4 donne une belle couleur bleue avec l'acide sulfureux. L'alcool lui donne une teinte jaune terre de sienne.

Arséniates et arséniures :

- Les arséniates sont mis en évidence par le précipité rouge qu'ils forment avec le nitrate d'argent.

12.5. REACTIONS SIMPLES AVEC DES SUBSTANCES ORGANIQUES

Naphtaline :

- Dans une large éprouvette, on verse 2 ou 3 cm de chloroforme puis une quantité comme un pois de chlorure d'aluminium anhydre. On mélange puis on y laisse tomber un peu de naphtaline. On mélange à nouveau. Un dépôt d'un beau vert se forme dans le fond puis devient bleu. On agite à nouveau. Il redevient vert puis bleu. Et ainsi de suite... A mesure que la naphtaline se dissout, la quantité de précipité vert/bleu augmente. Au final, on observe le précipité vert en agitant devant une forte lampe.
Une autre manière de faire cette expérience est celle-ci : dans une éprouvette, on verse, gros comme un demi pois, des cristaux de naphtaline. Par-dessus, on verse 2 cm de chloroforme. On fait dissoudre en agitant puis on fait en sorte de bien mouiller les parois du tube. Enfin, on saupoudre l'intérieur à l'aide de chlorure d'aluminium anhydre, en s'arrangent pour que la poudre touche les parois humides. Progressivement, on observe une coloration bleue là où la poudre et le liquide se sont rencontrés.
La même expérience peut être réalisée en utilisant un peu de benzène en lieu et place de naphtaline. Mais, cette fois, la coloration est rouge-orange.

- Dans un flacon fermant à l'aide d'un bouchon à vis qu'on se contentera de poser, on place un peu de naphtaline puis on verse par-dessus de l'acide nitrique concentré. Rapidement, le liquide se teint en jaune. Vingt-quatre heures plus tard, le liquide est devenu plus opaque et de couleur jaune citron. On fait de même en plaçant dans le flacon un peu de naphtaline, un peu de bioxyde de manganèse et de l'acide sulfurique.

Résorcine, éosine et fuschine :

- On prépare une solution de résorcine dans l'eau et on ajoute quelques gouttes d'une solution de NaOH. Le liquide devient vert. On ajoute alors un peu de chloroforme et on chauffe. Le liquide devient rouge.

- Dans une éprouvette, on place une pointe de lancette de résorcine. On ajoute 2 cm d'eau puis quelques gouttes d'une solution d'ammoniaque concentrée. On attend une minute en posant l'éprouvette dans un lieu assez froid. Une légère coloration jaune se manifeste. On chauffe alors très légèrement et le liquide passe à l'orange. Si on chauffe davantage, il devient rouge très foncé, noir sous une faible épaisseur.

- On place une quantité de sucre grosse comme 1/4 de pois dans une éprouvette et on ajoute un peu d'eau pour le dissoudre. Puis on verse une solution alcoolique de thymol ou de résorcine sur 3 ou 4 cm de hauteur. Enfin, le long de la paroi du tube, on fait couler H_2SO_4 qui, du fait de sa forte densité, va aller au fond et former un anneau rouge/brun. On peut remplacer le sucre par du saccharose ou même du papier filtre. Il s'agit là du test de Molisch qui détecte les hydrates de carbone. La couleur peut varier du rose au violet. Le test est très sensible et nécessite donc très peu de sucre.

Camphre :

- On prend une éprouvette longue et mince (+/- 6 à 8 mm de diamètre). On y place une couche de 2 cm au moins de camphre puis, par-dessus, on verse de l'acide nitrique, sans chauffer. Le camphre semble se dissoudre ; mais en réalité il se forme une huile légèrement jaune. C'est du nitrate de camphre. On laisse décanter le liquide trouble puis on verse l'acide et on ajoute de l'eau. Le camphre se reforme, tout blanc.

Tannin ou acide tannique :

- On prépare une pseudo solution de bicarbonate de calcium en faisant passer à refus du CO_2 dans de l'eau

de chaux jusqu'à ce que le précipité disparaisse complètement. Ensuite, on y verse un peu d'une solution d'acide tannique. Au fil des heures, un précipité se reforme tandis qu'apparaît une coloration d'un bleu-vert sous forme d'anneau en partie supérieure. Cet anneau est très visible après 24h. Il se forme à la suite d'un phénomène d'oxydation. Si, au lieu de laisser le liquide à l'air libre dans un flacon à large col on y fait passer immédiatement de l'air au moyen d'une petite pompe, le précipité se reforme rapidement puis, au bout de dix minutes, le liquide brassé par l'air prend déjà une couleur légèrement bleutée.

Acide pyrogalique :

- Dans une éprouvette, on verse une solution d'acide pyrogallique pas trop diluée. On y ajoute un peu d'acide chlorhydrique. On y verse ensuite une solution à 40% de formol. Un précipité d'abord blanc puis rapidement rose et enfin fuschia se forme.

Thymol :

- Un petit cristal de thymol est dissout dans de l'eau chaude puis on y verse lentement une solution de $FeCl_3$. On obtient ainsi un liquide trouble de couleur olivâtre qui, à chaud, devient franchement terre de sienne et complètement trouble.

- Voir le test de Molisch décrit ci-dessus avec de la résorcine

Autres substances organiques :

- Dans un flacon, on verse du tétrachlorure de carbone, un morceau de zinc et un peu d'acide chlorhydrique. On ferme avec un tampon de coton ou un bouchon poreux. On mélange régulièrement de manière à mettre l'acide en contact avec le zinc. L'hydrogène naissant qui se dégage va bientôt faire apparaître un liquide jaunâtre qui surnagera. Il est constitué de chloroforme impur.

- Dans de l'acétone, on laisse tomber goutte à goutte un mélange sulfochromique. Un précipité orange se forme, s'attachant aux parois du flacon quand on agite celui-ci. Puis, après repos, ce précipité devient brun noir et tombe au fond du flacon.

On prépare un mélange à parts égales de H_2SO_4 et HNO_3 tous deux concentrés et on le laisse refroidir. On le verse ensuite dans une longue éprouvette tenue verticalement. Enfin, on y laisse tomber, à l'aide d'une pipette, un peu d'alcool isopropylique. Un fort dégagement gazeux rouge puis incolore se manifeste, puis la réaction, tumultueuse au départ, s'apaise progressivement (Voir illustration 6).

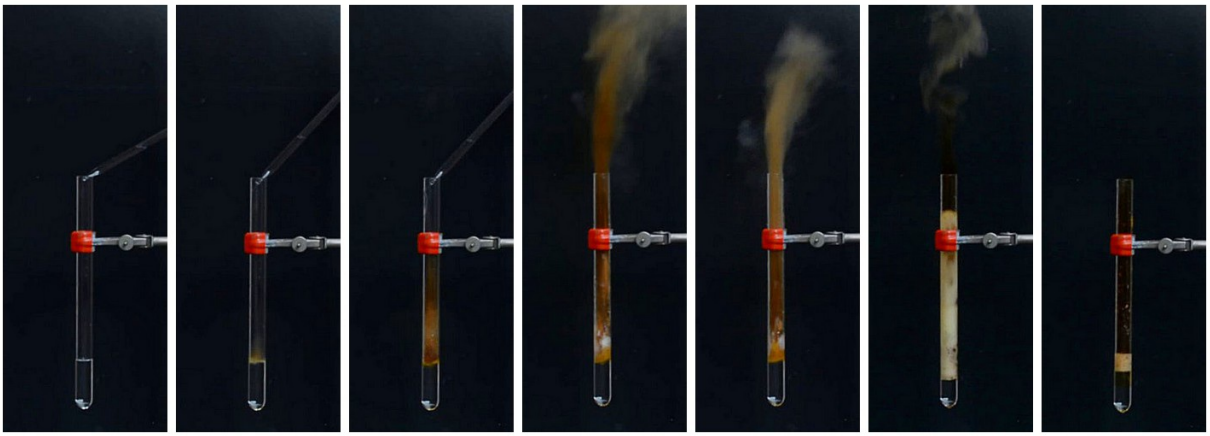


Illustration 6

- Voici une expérience simple dans sa réalisation mais dont la réaction est complexe. On prend un ballon à

deux cols de 300 ml et on le place dans un bain d'eau avec glace posé sur un agitateur magnétique. On y verse +/– 200 ml d'un mélange fait moitié/moitié d'alcool isopropylique et d'une solution aqueuse très concentrée de nitrite de sodium. On lance l'agitation et on laisse bien refroidir le liquide. Ensuite, on laisse le col ouvert et, par le second col dans lequel on a placé un entonnoir à robinet, on verse lentement 50 à 75 ml d'une solution aqueuse concentrée de sulfate d'aluminium. Le nitrite d'aluminium s'hydrolyse complètement et il se forme de l'acide nitreux HNO_2 et de l'hydroxyde d'aluminium qui colore le liquide du ballon en blanc laiteux. Lorsque l'entonnoir est vide, on poursuit l'agitation pendant deux minutes puis on transvase le liquide du ballon dans une ampoule à robinet qu'on bouche. La lente décantation laisse apparaître en surface un liquide jaune constitué de nitrite d'isopropyle aussi nommé nitrite de propyle. L'acide nitreux a en effet esthérifié l'alcool isopropylique. Le nitrite d'isopropyle est le constituant principal des célèbres poppers si en vogue dans la communauté gay des années '80.

- Dans une éprouvette, on place une solution d'hydroxyde de sodium additionnée d'une goutte de phénolphtaléine. On y laisse tomber un morceau de zinc. L'hydrogène naissant décolore rapidement la solution par formation de phénolphaline. Cette réaction est utilisée dans un test sanguin dit de Kastle Meyer.

Chrorophylle et fleurs colorées :

- Un extrait alcoolique de feuilles d'arbres rouges se voit vert à la lumière d'un tube fluo et au soleil, mais rouge à la lumière d'une lampe led.

- Une fleur jaune dans l'alcool donne un liquide jaune mais ce dernier ne réagit ni avec HCl ni avec NaOH en solution.

12.6. QUELQUES EXPERIENCES PARTICULIERES

- Dans un flacon en matière plastique que l'on pourra jeter ensuite (on peut, par exemple, découper une petite bouteille en PVC), on verse 40 ml de silicate de soude. Puis, par-dessus, 10 ml d'éthanol. On agite rapidement en battant à l'aide d'un agitateur en verre. Il se forme assez vite un gel complexe blanc qui adhère au verre. En ayant pris soin de porter des gants en latex, on retire ce gel du bâton de verre et on le presse. Puis on le fait rouler dans les mains pour lui donner la forme d'une boule. Celle-ci rebondira fortement sur le sol. Progressivement, elle relâchera cependant encore de l'éthanol, surtout si elle est légèrement compressée et elle ne durcira que lentement. Veiller à ne pas la mettre en contact avec du verre. La laisser plutôt reposer sur du papier absorbant en veillant à lui redonner forme peu à peu pour éviter qu'elle s'aplatisse. Elle finira cependant par durcir complètement mais ne restera pas compacte.

12.8. SOURCES DE FEU OU EXPLOSIONS

- Dans une coupelle en porcelaine, on place un mélange de +/- 10gr de zinc en poudre, 4gr de nitrate d'ammonium et 1gr de chlorure de magnésium. On mélange bien puis on laisse tomber dessus quelques gouttes d'eau. On entend un chuintement puis la masse s'enflamme. A la fin, il reste un solide d'apparence étrange (Voir illustration 7).

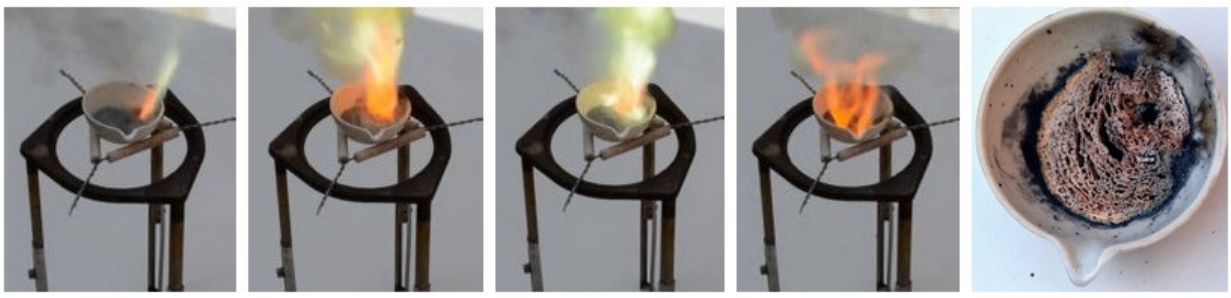


Illustration 7

- Dans une petite coupelle en porcelaine, on place un peu de nitrate de cuivre. Si les cristaux sont secs, on ajoute une goutte d'eau. S'ils sont déjà humide parce qu'ils sont déliquescents, on les laisse tels quels. On verse ensuite dessus une petite spatulée de magnésium en poudre. Aussitôt se produit une vive réaction, voire une petite déflagration.

- Dans une coupelle en porcelaine, on place du chlorate de potassium et on l'humecte avec de l'alcool éthylique. On place la coupelle dans un endroit dégagé et on laisse tomber dedans deux gouttes de H_2SO_4. Il y a inflammation et, parfois, de forts crépitements.

- On prend trois raviers ou cristallisoirs en porcelaine et on verse dans chacun une très fine couche de H_2SO_4 concentré (l'équivalent d'une cuillerée à café). Par-dessus, on saupoudre un peu de permanganate de potassium. Il se forme ainsi de l'heptoxyde de dimanganèse Mn_2O_7 vert très instable qui se décompose brutalement à 40°. Dans le premier ravier on laisse tomber un peu de papier filtre. Il s'enflamme. Dans le second on laisse tomber un peu d'ouate. Elle s'enflamme plus vivement encore. Dans le troisième, on laisse tomber quelques gouttes d'acétone. Il se produit alors un bruit de détonation et une inflammation. Il convient de réaliser cxes expériences avec beaucoup de prudence et de faibles quantités de substances.

- Dans un creuset et à l'air libre, on mélange un peu de poudre d'aluminium et des paillettes d'iode. On y laisse tomber quelques gouttes d'eau. Parfois le mélange réagit de suite (si la température extérieure est élevée) ; mais il vaut mieux chauffer légèrement. D'importantes vapeurs d'iode se dégagent et, dans le creuset, il reste une masse boursouflée d'iodure d'aluminium.

13. REACTIONS PHOTOCHIMIQUES

- Voici une expérience étonnante où la lumière joue un rôle essentiel... En lumière atténuée, on prépare une solution d'acide ascorbique (vitamine C). Dans celle-ci, on ajoute ensuite un peu de bleu de méthylène en poudre et on agite de manière à obtenir une belle coloration bleue. On place ensuite le flacon en plein soleil ou on allume devant lui une forte lampe. Aussitôt, la coloration bleue disparaît. Si les grains de bleu de méthylène n'étaient pas encore tous complètement dissous et qu'on continue d'agiter, on peut voir derrière eux une traînée bleue qui disparaît très vit

14. REACTIONS A CHAUD AVEC AU MOINS UN LIQUIDE

14.1. REACTIONS AVEC DES METAUX OU DES METALLOIDES

Fer, zinc, cuivre, étain, plomb

- On chauffe de l'acide acétique glacial avec de la grenaille de fer. Le liquide devient assez rapidement rouge. On laisse reposer et refroidir, puis on dilue dans l'eau pour obtenir un liquide orangé. On ajoute de l'ammoniaque. Il y a échauffement et dégagement d'acétate d'ammonium sous forme de vapeurs blanches, tout l'acide n'étant pas encore neutralisé. Ensuite, le liquide se trouble et il se forme un dépôt rouge d'hydroxyde ferrique.

- On prend une solution de chlorure de fer (III) et on la fait bouillir quelques minutes avec de la limaille de fer. On refroidit sommairement sous jet d'eau, on envoie un jet de CO_2 ou d'argon pour éviter l'oxydation et on bouche. Après décantation, on obtient cette fois un liquide incolore ou légèrement verdâtre si la solution de $FeCl_3$ était concentrée. L'ajout de quelques gouttes d'une solution de NaOH forme un précipité mucilagineux vert qui indique que le $FeCl_3$ s'est transformé en $FeCl_2$.

Magnésium, aluminium :

- Dans un petit ballon, raccordé à un flacon contenant de l'eau de baryte, on fait chauffer une solution de carbonate de sodium avec un peu d'aluminium en poudre. Le mélange se met à mousser et il se dégage du CO_2 tandis que de l'alumine se forme. La même expérience effectuée avec du sulfure de sodium donne un dégagement de H_2S. A noter que, dans ce dernier cas, le dégagement gazeux commence déjà à froid et devient rapidement important.

Cobalt, titane :

- Dans un petit ballon, on verse HCl et du titane. On chauffe un peu jusqu'à ce que H_2 se dégage. On couvre alors d'un parafilm qu'on perce d'un trou d'aiguille (pour laisser H_2 s'échapper et empêcher l'air d'entrer). Par la suite, on chauffe à plusieurs reprises jusqu'à ce qu'un maximum de titane soit décomposé et que le liquide, de plus en plus mauve, soit de moins en moins acide. On a ainsi obtenu une solution de chlorure de titane (III) mauve. On filtre et dilue dans une quantité un peu plus grande d'eau. On en verse dans une éprouvette sur 3 cm de hauteur et on y ajoute quelques gouttes de H_2O_2. Le liquide devient très rouge. On y ajoute ensuite H_2SO_3 et le liquide devient incolore en s'échauffant., donnant du titane (IV). Si on verse goutte à goutte un peu de la solution aqueuse de $TiCl_3$ dans de l'eau de baryte, on obtient un précipité blanc. Si on remplit de quelques centimètres une éprouvette avec la solution de $TiCl_3$ et qu'on verse lentement par-dessus de l'ammoniaque, on obtient un précipité noir. Mais voici plus intéressant... On verse un peu d'une solution de chromate de potassium dans une éprouvette puis on y verse goutte à goutte la solution de $TiCl_3$. Il se forme un précipité qui prend plusieurs teintes successives. Ensuite, ce précipité se dissout dans un excès et la couleur du liquide varie en passant du jaune au vert puis au mauve. ATTENTION : même dans l'acide chlorhydrique, la solution $TiCl_3$ ne se conserve pas dans le temps.

Molybdène :

- Dans une éprouvette ordinaire on place une pointe de lancette de poudre de molybdène. Par-dessus, on verse 3 gouttes d'eau et HNO_3 concentré sur 2 cm. Une légère réaction se produit, le liquide devenant jaune. On chauffe. Il y a un dégagement de vapeurs rutilantes et le liquide devient rouge. On continue à chauffer. Un précipité blanc s'accroche aux parois ou tombe dans le fond. On chauffe de manière à être certain qu'il ne reste plus d'acide mais encore un peu de molybdène. On ajoute une sol de NaOH puis 2 cc de H_2O_2. On chauffe à nouveau. Le liquide devient alors d'un beau jaune canari transparent.

14.2. REACTIONS AVEC DES NON-METAUX

- Du phosphore jaune est placé dans une solution de $AgNO_3$ puis chauffé. Le liquide devient noir et acide par formation d'argent métallique et d'acide nitrique.

- De petits fragments de phosphore jaune sont mis dans une solution de $CuSO_4$ qui est ensuite légèrement chauffée. La surface des fragments de phosphore devient bientôt rouge par dépôt de cuivre métallique et le liquide, devenu très acide, contient désormais $H_3PO_4 + H_2SO_4$.

- On fait bouillir de l'acide nitrique fumant dans un ballon de 50 ml à large col puis on y verse d'un coup un peu de bore en poudre. Le bore est transformé en même temps que d'abondants nuages de NO_2 s'échappent. De petites étincelles peuvent même parfois être observées.

- Dans un ballon de 100 ml, on verse un mélange de H_2SO_4 et HNO_3 à parts égales puis une pincée de sélénium noir. On chauffe. Des vapeur rousses apparaissent et le liquide mousse beaucoup. On réduit alors le chauffage et, séparément, on prépare, à chaud, une solution d'hydroquinone dans H_2SO_4. Lorsque le ballon cesse de mousser, on verse goutte à goutte son contenu dans la solution d'hydroquinone. Le liquide prend alors une couleur vert-brun qui, diluée, est plutôt rouge.

14.3. REACTIONS AVEC DES HALOGENE ET DES HALOGENURES

- Dans un ballon rodé de 100 ml on place un fond d'acide nitrique et on chauffe. Quand l'acide est modérément chaud, on y laisse tomber des cristaux d'iode et on coiffe d'un réfrigérant à reflux. On chauffe alors davantage. Le ballon laisse progressivement échapper des vapeurs nitreuses tandis que celles d'iode vont se condenser. On continue à chauffer modérément. Les vapeurs changent de couleur et, peu à peu, l'iode cesse de se dégager. En laissant refroidir, on observe que des cristaux blancs se sont déposés aux endroits les moins chauds. On peut, éventuellement, faire évaporer tout le liquide pour en observer davantage. Il s'agit de cristaux d'acide iodique HOI_3.

14.4. REACTIONS AVEC DES ACIDES ET DES SELS MINERAUX

Acides minéraux :

- On place un bout de papier tournesol neutre dans un flacon contenant une solution saturée d'acide borique. Il rosit faiblement. On retire le papier et on chauffe. On place un autre papier dans la solution. Il rosit cette fois très nettement.

Sels de sodium, potassium et ammonium :

- Dans une éprouvette, on place 2 cm de percarbonate de sodium puis on vide 4 cm d'eau par-dessus. Ensuite, on chauffe. Le liquide se met à mousser. Une allumette qu'on vient d'éteindre et qu'on plonge dans

l'éprouvette se rallume, preuve d'un dégagement d'oxygène.
En fait, le percarbonate se décompose en ses deux constituants : il se forme de l'eau oxygénée qui se décompose en oxygène et une lessive de carbonate de sodium très alcaline.

- On prépare une solution concentrée de nitrite de sodium puis on verse par-dessus la même quantité en volume de bisulfite de sodium en solution liquide concentrée. On constate un échauffement. Il se forme un nitrylosulfonate de sodium. On verse ensuite cette solution limpide dans une solution saturée de chlorure de potassium et on chauffe. Au fur et à mesure du refroidissement, un précipité blanc apparaît. La réaction est complexe. Il peut s'être formé de l'imidosulfonate de potassium ou, si l'ébullition a été prolongée, de l'acide amidosulfonique.

Sels de manganèse, manganates et permanganate :

- On malaxe en écrasant bien les constituants, 1,7 gr de dioxyde de manganèse avec 7 gr de phosphate monoamonique. On verse le tout dans un creuset de 50 ml et on verse ensuite par-dessus 1,2 ml d'acide phosphorique. On mélange à l'aide d'une petite baguette en verre afin d'obtenir une pâte puis on chauffe lentement. L'ensemble se liquéfie et est de couleur noire. Le volume augmente et des bulles crèvent à la surface tandis qu'on continue de mélanger avec la baguette en verre. Quand les bulles montrent à leur surface une teinte indigo, on arrête de chauffer. Si cette teinte n'apparaît pas, rajouter un peu de phosphate à l'aide d'une lancette. On dépose le creuset et on fait bouillir 100 ml d'eau dans un bécher dont le volume pourra accueillir le creuset. Quand l'eau est bien chaude, on en verse un peu dans le creuset pour le refroidir puis on dépose le creuset dans le bécher. Une belle teinte violette apparaît. Toujours à l'aide de la baguette en verre, on fait dissoudre autant que possible le solide dans l'eau puis on retire le creuset qu'on laisse sécher et refroidir. Il se recouvrira d'une « peau violette » qui pourra être nettoyée à l'eau régale. Dans le bécher, le pigment violet se déposera lentement. Il s'agit d'un pyrophosphate de manganèse et d'ammonium qui est appelé « violet de manganèse ». On peut verser immédiatement le contenu du bécher dans un cristallisoir, verser l'eau après décantation, laisser sécher et recueillir ensuite le pigment sec. A noter qu'outre ce pigment violet, l'eau de décantation prendra une coloration rosée due à un peu de permanganate de potassium.

Sels de chrome et chromates :

- Dans une éprouvette, on place quelques cristaux d'anhydride chromique. Par-dessus, on verse un excès d'ammoniaque concentrée. On chauffe. La solution devient jaune, de même que les cristaux d'anhydride chromique. Il s'est formé du chromate d'ammonium instable qui a tendance à se transformer ensuite en dichromate.

- Page 258 de l'OP, j'ai parlé d'une expérience pour laquelle on devait mélanger du dichromate de potassium avec HCl. Je reviens sur celle-ci afin de donner davantage de précisions car c'est utile. Le mieux est de prendre 115ml de HCl à 36% auxquels on ajoute 100 ml d'eau portés à 50°. On y ajoute alors 100 gr de dichromate de K et on continue à chauffer jusqu'à dissolution. La couleur devient fortement orange. On a ainsi une solution de $KCrO_3Cl$ (chlorodichromate de K). Attention : si l'acide est trop concentré, il y aura formation de chlore ! Quand on voit des vapeurs apparaître, on stoppe le chauffage et on laisse refroidir lentement en couvrant d'un film plastique. On filtre le tout avec un entonnoir en verre fritté. On lave ensuite avec un peu d'eau froide. On obtient ainsi +/- 75gr de chlorochromate. On en met un peu dans un bécher et on vide par-dessus un peu de méthanol. Se tenir éloigné car la matière devient noire puis « volcanique ».

- Dans une éprouvette, on verse 2 ou 3 cm de HCl concentré et qu'on colore ensuite en bleu à l'aide de carmin d'indigo. On chauffe puis on y laisse tomber 2 ou 3 gouttes d'une solution d'un sel de chrome. Soit il y a décoloration, soit la solution se colore en vert, tout dépendant des quantités mises en jeu.

Sels de molybdène, titane et vanadium :

- On fait chauffer quelques minutes de l'oxyde de titane TiO_2 dans de l'acide chlorhydrique. On laisse décanter. Dans le liquide limpide ou simplement déjà en partie éclairci on laisse tomber quelques gouttes d'eau oxygénée. Une teinte jaune apparaît, signe qu'il s'est formé du chlorure de titane.

- Dans un ballon de 100 ml on place une quantité de pentoxyde de vanadium grosse comme un pois. Par dessus, on vide de l'ammoniaque très concentrée. On entend un bruit comme celui d'un fer rouge plongé dans l'eau. On chauffe. Progressivement, le liquide prend une apparence laiteuse. Le pentoxyde jaune terre de sienne au départ se décolore progressivement. On cesse de chauffer et on filtre. Le liquide est incolore. Il s'est formé un métavanadate d'ammonium. On dilue dans un peu d'eau et on verse quelques gouttes de H_2SO_4. Le liquide devient jaune canari. Idem, mais on verse en lieu et place quelques gouttes de H_2O_2. Le liquide devient alors jaune mais cette couleur disparaît rapidement. Si, dans ce liquide, on place une tige en zinc, rien ne se passe. En revanche, si on le dilue au préalable dans de l'eau, une coloration jaune-brun apparaît très lentement.

Sels d'antimoine et d'arsenic :

- Dans un ballon de 250 cc on verse une demi cuillerée d'anhydride arsénieux (trioxyde d'arsenic) qu'on recouvre d'un centimètre d'acide nitrique concentré. On chauffe. Le liquide devient jaune puis laisse dégager de forte vapeurs rutilantes (il faut donc réaliser cette expérience en plein air ou disposer de moyens importants de ventilation). Après refroidissement, on a un liquide jaune contenant du pentoxyde d'arsenic As_2O_5, lequel, contrairement au trioxyde, se dissout aisément dans l'eau. On peut faire évaporer le liquide pour recueillir les cristaux.

- A une solution concentrée de carbonate de sodium on ajoute de l'anhydride arsénieux. On chauffe à 90°. Le liquide devient translucide. Il s'est formé de l'arsénite de sodium $NaAsO_2$ et du CO. En lieu et place du carbonate on peut utiliser NaOH. Si dans cette solution d'arsénite on ajoute une solution de sulfate de cuivre, on obtient le colorant vert de Scheele utilisé jadis dans les tapisseries. (Voir page 252 de l'OP).

Autres sels :

- A chaud, on prépare une solution de tungstate de sodium. On y verse goutte à goutte de l'acide nitrique concentré puis on attend. Lentement, un précipité laiteux apparaît. Il augmente ensuite rapidement pour devenir caillebotté et jaune. On laisse décanter quelque peu, on verse le trop-plein de liquide et on partage le précipité encore mélangé de liquide en deux parties. Dans la première on verse un acide fort tel que H_2SO_4. Le précipité ne se dissout pas. Il peut même se renforcer en couleur et densité. Dans la seconde on verse une solution d'un hydroxyde alcalin tel que de l'hydroxyde de sodium. Le précipité se dissout alors complètement.

- On verse une solution de tungstate de sodium chaude dans une solution assez faible de chlorure de Mercure (II). Un précipité jaune se forme. Idem avec une solution de nitrate mercureux.

- Dans un petit erlenmeyer on place une spatule de bioxyde de cérium CeO_2, lequel se présente sous forme d'une poudre blanc-jaune. On verse par-dessus de l'acide sulfurique concentré et on chauffe. On observe que la poudre a une tendance à s'agglomérer et qu'elle devient orange-rouge. En même temps s'échappe du SO_3, ce qui exige une bonne ventilation. Après quelques minutes, on verse dans un flacon plus étroit et on laisse décanter. La poudre orange devient alors jaune canari. Il s'agit du sulfate cérique neutre. Cette poudre, encore imbibée d'acide, est soluble dans l'eau (le sulfate cérique est insoluble dans l'eau non acidifiée). Elle forme d'abord un liquide opalescent qui s'éclaircit dans les minutes qui suivent pour donner une belle liqueur jaune transparente. L'encyclopédie chimique de Fremy ajoute que, bientôt, se dépose alors un sel basique insoluble. En fait, celui-ci apparaît, me semble-t-il, quand on ajoute trop d'eau. Mais il suffit alors de rajouter de l'acide pour que le liquide ressemblant à du lait redevienne jaune. En revanche, si au départ on fait bouillir le bioxyde dans de l'acide sulfurique étendu, on n'observe pas le changement de couleur vers l'orange, mais il y a un dégagement gazeux qui serait, toujours selon cette encyclopédie confirmée par l'ouvrage de Paul Pascal, de l'oxygène ozonisé. Il se formerait alors un mélange de sulfates cériques et de sulfate céroso-cérique, ce que je n'ai pu vérifier. J'ai additionné d'une solution d'hydroxyde de potassium qui donnerait avec les sels céreux un précipité blanc se colorant en rouge au contact de l'air et n'ai rien obtenu de tel. En revanche, avec le liquide jaune signalé ci-dessus, j'ai obtenu les réactions signalées dans l'OP au sujet du sulfate cérique.

14.5.REACTIONS AVEC DES SUBSTANCES ORGANIQUES

Acide oxalique :

- Chauffé dans une solution d'acide oxalique, l'indigo se décolore très vite. Il ne reste alors qu'une poudre grise.

Acide picrique :

- A chaud, on fait dissoudre de l'acide picrique dans un peu d'eau puis, après avoir laissé légèrement refroidir, on ajoute de l'ammoniaque en excès jusqu'à ce que le liquide marque un net virage alcalin. On laisse ensuite refroidir. De longs cristaux rouges de picrate d'ammonium apparaissent. On ne doit les chauffer que très prudemment et en très petites quantités dans des nacelles en aluminium car ils détonnent aisément. Cette réaction demande cependant une assez forte quantité et concentration d'acide picrique. Il est plus simple d'obtenir le picrate d'ammonium de la manière décrite au chapitre 9.8. ci-dessus.

Phénol :

- Dans une éprouvette, on verse un peu d'eau phéniquée puis du nitrate de mercure (II). On chauffe. Une couleur rouge apparaît.

Urée :

- On fait chauffer de l'urée dans un peu d'eau. On constate un dégagement d'ammoniac.

Résorcine :

- On mélange 1gr d'anhydride phtalique avec 1,5 gr de résorcine et on place dans une petite éprouvette où l'on ajoute une ou deux gouttes de H_2SO_4. On chauffe doucement jusqu'à obtention d'un liquide rouge. On verse immédiatement celui-ci dans une grande quantité d'eau alcalinisée par un peu de NaOH. Aussitôt, l'eau se colore en un beau jaune-vert fluorescent. On a ainsi obtenu de la fluoréscine. Attention : ce produit colore d'énormes quantités d'eau. Veiller à ne pas en répandre sur la paillasse car le nettoyage prendrait du temps...

Autres :

- Dans une éprouvette, on place une pointe de lancette d'acide salicylique. On noie dans 2 cm d'eau et on chauffe légèrement pour faciliter la dissolution. On ajoute ensuite une solution de sulfate de cuivre. La couleur vire alors au bleu-encre. On fait bouillir. La couleur vire au bleu canard.

15. DISTILLATIONS ET AUTRES OPERATIONS SEMBLABLES

15.1. LES EXTRACTIONS

- On remplit un soxhlet de carotte réduite à l'état de très petits morceaux en ayant placé une carotte dans un appareil style blender ou moulin à café. On fixe ce soxhlet sur un ballon où l'on a mis un mélange de cyclohexane (80%) et d'alcoll éthylique (20 %) en quantité en rapport avec le volume du soxhlet. On chauffe à l'aide d'un chauffe-ballon électrique (éviter la flamme d'un bunsen !) après avoir surmonté le soxhlet d'un réfrigérant adapté. On a eu soin, dès le départ, de boucher la sortie du soxhlet à l'aide d'un tampon de coton. Néanmoins, une certaine quantité de matière très fine passera à travers ce tampon de telle sorte qu'à la fin de l'opération il faudra filtrer le contenu du ballon. On verra alors deux couche : celle, supérieure, du solvant et celle, inférieure, constituée d'une eau trouble provenant de la carotte elle-même. Le solvant contient le bétacarotène bien jaune. Attention : cette substance est thermosensible et photosensible. Si on veut évaporer le solvant, il vaut donc mieux travailler en obscurité. On peut certes utiliser d'autres solvants que ceux cités ici, mais ce mélange semble être le plus efficace (Voir illustration 8).

Illustration 8

15.3.2. AUTRES ESTERS

- Dans une éprouvette, on place une quantité d'acide salicylique grosse comme un pois. Par-dessus, on vide 2ml de méthanol puis 2 ml d'acide sulfurique concentré. On chauffe doucement. Les vapeurs qui se dégagent ont une odeur très agréable. Il s'agit d'un ester, le salicylate de méthyle, qu'on nomme essence de Wintergreen. Très à la mode actuellement comme médicament anti-douleurs sur certains réseaux sociaux et sites internet dédiés aux médecines douces, il faut pourtant s'en méfier fortement en dehors d'un strict contrôle médical. L'expérience ici signalée ne doit donc être considérée que sous la forme d'une curiosité de laboratoire.

15.5. EXTRACTION DES ESSENCES

- Dans un mortier on écrase des graines noires de moutarde avec un peu d'eau. On ajoute ensuite davantage d'eau et on verse le tout dans un ballon où on laisse reposer pendant quelques heures après avoir obturé le col. On distille ensuite en utilisant une colonne de Vigreux. On recueille ainsi de l'essence de moutarde, à savoir de l'isosulfocyanate d'allyle qui est un liquide incolore faisant larmoyer. Attention de n'en pas en verser sur les mains car cette substance produit une inflammation de la peau.

15.7. PREPARATION DU CHLORURE DE CHROMYLE ET SES REACTIONS

- Dans une solution relativement concentrée de chromate de potassium, on verse du chlorure de chromyle liquide. Aussitôt se forme un précipité de chlorochromate. Il est dit qu'un ajout d'acide acétique à la solution de départ est nécessaire, mais je n'ai pas trouvé cela utile.

- Verser deux gouttes de chlorure de chromyle dans une solution nitrique de nitrate mercurique donne immédiatement un beau précipité jaune de chromate de plomb.

16. CHAUFFAGE DE SOLIDES

16.1. METAUX ET NON METAUX

Cuivre :

- Un morceau de cuivre très oxydé est chauffé au rouge puis enfoncé dans du chlorure d'ammonium. Le cuivre est comme remis à neuf instantanément.

Zinc :

- Dans un creuset en acier, on place de la grenaille de zinc puis on chauffe au bec mecker. A 420°, le zinc se liquéfie. On continue à chauffer. A température plus élevée, et en agitant avec une baguette de fer, on observe de petites inflammations et de légères fumées blanches d'oxyde. Si on parvient à atteindre la température de 920° en s'aidant d'un chalumeau portatif, le zinc s'enflamme et se volatilise en répandant un nuage blanc d'oxyde.

- Dans une petite éprouvette, on fait chauffer un mélange d'acide arsénieux et de poudre de zinc. Une brève combustion avec fumée blanche, voire une explosion, se produit. Sur la paroi de l'éprouvette on observe de l'arsenic métallique brillant. La même expérience peut être tentée avec, en lieu et place d'acide arsénieux, du sulfure de mercure. Mais le résultat est beaucoup moins visible.

- Dans un petit creuset, on mélange par parts plus ou moins égales du soufre en poudre et du zinc en poudre légèrement en excès. On y ajoute une pointe de poudre de cuivre. La quantité totale ne doit surtout pas dépasser 2 cm_3. Le tout est placé dans un creuset en porcelaine (avec couvercle perforé) et chauffé. Soudain, une grande flamme jaillit et le creuset explose. L'expérience est donc très dangereuse et il importe de s'en tenir éloigné et bien protégé. Il s'est ainsi formé un sulfure de zinc impur qui pourrait devenir luminescent dans l'obscurité et en lumière UV après avoir été bien insolé. On le recueille sur les parois du creuset où il s'est attaché et également en balayant le sol.

Mercure :

- Certains chimistes disent qu'il suffit de faire bouillir du mercure et de le vider sur du soufre en fleur pour que le sulfure de mercure se forme. C'est inexact. Les deux doivent être placés dans un creuset et chauffés ensemble. A noter qu'il convient de placer un surplus de soufre et qu'il est bon de remuer avec un barreau de verre quand la réaction s'amorce. On peut ensuite recueillir un sulfure impur en poudre en écrasant le contenu du creuset.

Phosphore :

- Dans un petit creuset en porcelaine de 4 cm de hauteur et de 25 mm de diamètre on place un mélange

homogène moitié-moitié de chaux vive en poudre et de phosphore rouge en poudre. Ce mélange ne doit pas dépasser 1 cm de haut dans le creuset. On chauffe à l'aide d'un chalumeau en plaçant l'appareillage à l'extérieur et éloigné d'une habitation proche. Une flamme apparaît et une forte fumée se dégage. On attend que la flamme cesse et on laisse refroidir un peu avant de placer dans un petit flacon en verre incolore bien hermétique. Après refroidissement total, on recouvre la poudre grise obtenue d'un peu d'eau. Progressivement, on entend de petits crépitements et on sent une odeur d'ail. Il s'était formé du phosphure de calcium qui, avec l'eau, engendre un dégagement de bulles d'hydrogène phosphoré qui s'enflamment spontanément à l'air en éclatant.

Autres :

- Certains ouvrages de chimie disent que l'union entre l'antimoine et l'iode se fait de manière très énergique, voire dangereuse. En fait, elle semble très exothermique car l'éprouvette que j'ai utilisée s'est cassée après qu'en chauffant, une partie de l'iode se fut transformée en un nuage rougeâtre. Une coloration jaune marqua la zone de l'union entre les deux corps.

16.2. ACIDES ET SELS MINERAUX DIVERS :

Avec les sels de sodium, potassium, ammonium et calcium :

- Dans une éprouvette de bonne taille, on place quelques cm^3 de bicarbonate de sodium et on ferme avec un bouchon laissant passer un tube se rendant dans un flacon contenant de l'eau de chaux. On chauffe. Du gaz et de la vapeur d'eau se dégagent et l'eau de chaux se trouble. Quand le gaz cesse de s'échapper, il ne reste plus que du carbonate de sodium. On peut constater la différence en le diluant et en testant le PH par comparaison avec une solution de bicarbonate.

- Dans une éprouvette, on place un peu de thiosulfate de sodium ($Na_2S_2O_3$)et on chauffe. Le sel fond d'abord dans son eau puis celle-ci s'évapore, laissant un solide blanc. On chauffe encore. Un anneau jaune de soufre apparaît un peu plus haut dans l'éprouvette tandis que le corps solide noircit. On laisse refroidir. On s'aperçoit alors que le corps noir est devenu jaune-brun. On ajoute de l'eau et on porte à ébullition. Tout le corps brun se dissout pour former un liquide jaune-brun. On y ajoute un peu d'acide chlorhydrique. Tout le liquide devient alors blanc et une odeur de H_2S se fait sentir. En fait, les changements qui s'opèrent sont complexes et multiples, avec obtention au final d'un polysulfure et d'un sulfate. Le liquide blanc est une suspension colloïdale de soufre. Si, dans l'expérience précédente on remplace le thiosulfate par de l'hydrosulfite ($Na_2S_2O_4$) la réaction est un peu différente. Sans fondre dans son eau de cristallisation, le solide devient immédiatement noir en dégageant peu de soufre. Ce solide, mélangé et bouilli avec de l'eau forme à son tour un liquide jaune-brun qui réagit comme le précédent à une faible addition de HCl.

- Dans un creuset en porcelaine, on fait un mélange de ferrocyanure de potassium et de carbonate de potassium, tous deux réduits en poudre. On chauffe fortement à l'aide d'un chalumeau. La masse devient noire car le carbonate libère le carbone insoluble. En remuant, on constate l'apparition d'un liquide incolore. Après avoir laissé bien mousser l'ensemble, on laisse refroidir lentement. Puis, à l'aide d'une lancette et d'un peu d'eau, on décolle la capsule grise qui s'est formée sur les parois du creuset, lequel pourra ensuite être lavé avec HCl. La capsule est ensuite écrasée dans un mortier avec un peu d'eau. On filtre et on recueille le liquide clair. Il est majoritairement composé de cyanure de potassium en solution.

- Dans une éprouvette, on fait chauffer du bisulfate ou hydrogénosulfate de sodium ($NaHSO_4$). Après avoir fondu, il émet du SO_3. On l'utilisait pour cette raison jadis à l'échelle industrielle pour préparer de l'acide sulfurique fumant. Dans un laboratoire amateur, cette préparation n'est guère possible car non rentable.

- Dans une éprouvette, on mélange 1gr de BaO_2 avec 4 gr de ferrocyanure de K rouge. On chauffe. Des étincelles apparaissent. On ajoute ensuite un peu d'eau et, à l'aide d'une solution de sulfate de cuivre, on peut aisément constater que le ferrocyanure s'est transformé en ferrycyanure. Il s'est également dégagé de l'O_2.

- Dans une éprouvette de +/- 3 cm de diamètre, on place du carbonate d'ammonium. On ferme avec un bouchon perforé d'un trou d'évacuation des gaz. Ceux-ci se rendent d'abord dans un drechsel contenant un peu d'eau puis dans un second contenant de l'eau de baryte. On chauffe le carbonate. On voit bientôt l'eau de baryte devenir blanche et opaque, signe d'un dégagement de CO_2. On cesse de chauffer et on déconnecte le bouchon de l'éprouvette pour éviter que l'eau du premier drechsel ne remonte dans l'éprouvette. Cet drechsel est ouvert. L'eau qu'il contient est très alcaline et a une odeur d'ammoniaque. Un peu d'eau se trouve dans l'éprouvette. Cette expérience montre bien la décomposition du produit en deux gaz différents et en eau. Cette expérience marche également avec du bicarbonate d'ammonium, la seule différence étant la température à laquelle les deux substances se décomposent. Si on n'a pas mis trop de substance dans l'éprouvette, on voit qu'il ne reste rien dans celle-ci.

Avec des sels de magnésium :

- Dans une éprouvette, on place un peu de chlorure de magnésium. Sur le bord de celle-ci, on plie une tigette humide destinée à mesurer le PH. On chauffe. Beaucoup de vapeur d'eau commence par se dégager et le sel fond dans son eau. Puis, un moment donné, il se solidifie à nouveau tandis que la tigette marque alors une forte acidité causée par un dégagement de HCl ($MgCl_2 + H_2O$ -> MgO + 2 HCl). Si on ajoute un peu d'eau sur MgO, on constate une importante montée en température et le liquide devient alcalin par formation d'hydroxyde.

Avec des sels de chrome :

- Dans une éprouvette, on fait chauffer du dichromate de potassium. Il prend une teinte foncée puis fond sous forme d'un liquide rouge sang très foncé. On chauffe fortement jusqu'à ce que plus aucune bulle d'oxygène ne se dégage. On laisse refroidir et on ajoute de l'eau. Cette dernière se colore en jaune du fait de la présence de K_2CrO_4. On chauffe à nouveau. Le solide se détache des parois de l'éprouvette tandis que la couleur jaune s'accentue. Après décantation il reste le liquide très jaune et un résidu qui n'est autre que de l'oxyde de chrome vert.

16.3. SUBSTANCES ORGANIQUES DIVERSES

- Dans une éprouvette, on chauffe de l'urée jusqu'à ce qu'elle se liquéfie. Une odeur d'ammoniaque se fait sentir. Ensuite, on chauffe encore un peu pendant quelques secondes seulement. Puis on laisse refroidir sous un robinet d'eau froide et on ajoute de l'eau et quelques gouttes d'une solution d'hydroxyde de sodium. La dissolution est difficile, mais quand elle est visiblement entamée, on ajoute une goutte d'une solution de sulfate de cuivre. Aussitôt la solution prend une coloration rouge-violet. On nomme cette réaction la réaction du biuret.

18. EXPERIENCE DE PHYSIQUE

- On remplit une éprouvette de 3 ou 4 cm de glycérine puis on plonge celle-ci dans un petit bécher dans lequel on a également versé de la glycérine. L'éprouvette semble disparaître à la vue, du moins jusqu'au niveau où elle contient de la glycérine. Simple question d'indice de réfraction...

19. NETTOYAGE DE LA VERRERIE

- J'ai déjà indiqué plusieurs manière de nettoyer une verrerie souillée de substances chimiques diverses. En voici encore une autre...
On verse dans le flacon souillé une dose d'acide sulfurique concentré. On ajoute ensuite 1/3 de peroxyde d'hydrogène. On peut de même faire un mélange 1/4 ou 1/5, tout dépendant de l'intensité de la réaction souhaitée. Ce mélange s'appelle « piranda ». Il est particulièrement acide et oxydant et convient bien pour détruire des matières organiques. Il ne doit jamais être préparé par avance et conservé. Certains chimistes recommandent de remplacer l'acide par une solution concentrée d'ammoniaque. Le liquide obtenu est lui aussi très oxydant mais cette fois alcalin.

21. PRECISIONS ET CORRECTIONS

Il est difficile d'être exhaustif et encore moins complet dans un ouvrage d'un peu plus de 300 pages comme l'était l'ouvrage principal (OP) dont celui-ci est le complément. Il est tout aussi difficile d'éviter la moindre erreur. Voilà pourquoi j'ai rédigé le présent chapitre qui est nouveau par rapport à l'ouvrage principal. Il comporte des additions et des corrections qui concernent ce dernier, chacune renvoyant à ses pages numérotées...

pages 42-43 :

Dans l'expérience qui consiste à créer un miroir d'argent à la surface d'un flacon, le formol peut être remplacé par du glucose.

Page 77 :

La couleur tirant de plus en plus vers le rouge de l'eau régale est due au chlorure de nitrosyle, un gaz qui pourrait être obtenu liquide en distillant de l'eau régale tout en laissant échapper le chlore et en réfrigérant en-dessous de 6°. J'avoue ne pas avoir tenté cette expérience car elle demanderait forcément d'importantes quantités de matière première et n'aurait pas grande utilité.

Pages 95-96 :

Les cristaux des chambres de plomb dont question dans l'expérience illustrant la fabrication de l'acide sulfurique sont constitués d'hydrogénosulfate de nitrosyle $(NO)HSO_4$ ou acide nitrosylsulfurique. Cette substance serait également produite en faisant barboter SO_2 dans de l'acide nitrique concentré (Voir chapitre 4.2. ci-dessus).

Page 123 :

Dans l'expérience qui consiste à faire passer NH_3 dans une solution aqueuse de curcuma on peut remplacer l'eau par de l'alcool et partir ainsi d'une solution alcoolique. La réaction est alors beaucoup plus sensible.

Bas de la page 128 :

A froid, une goutte de Hg réagit également sur les vapeurs d'iode contenues dans un flacon. Cela donne des taches vertes ou rouges d'iodures.

Bas de la page 132 :

Dans la préparation du chlorure de chaux, il vaut mieux essayer d'éviter l'échauffement du tube en

refroidissant par exemple celui-ci à l'aide d'un linge régulièrement mouillé par de l'eau froide.

Page 136 :

Dans l'expérience au cours de laquelle on produit du chlorure de titane, j'ai omis de signaler qu'on pouvait récupérer celui-ci sous forme liquide en utilisant un matériel analogue à celui d'une distillation.

Page 277 :

Dans la seconde expérience où il est question d'acétal impur, il aurait fallu écrire acétaldehyde ou éthanal.

Pages 286-287 :

Dans l'expérience s'étendant sur ces deux pages, il est dit qu'il se forme du phosphure de magnésium. Pas du tout ! C'est du phosphure de calcium et de l'oxyde de magnésium qui se forment.

Page 288 :

De même dans l'expérience située juste au-dessus du titre « Aluminium », c'est encore du phosphure de calcium et de l'oxyde de magnésium que l'on obtient.

Page 301 :

Les deux premières expériences de la page auraient normalement dû être placées dans le chapitre 14.4.

ADDITIF 7

Le 7^{e} volume du *Traité de Chimie* de Paul Schützenberger (1894) est précieux en ce sens qu'il donne les modes de préparation d'une foule de sels chimiques.

PAGE BLANCHE

PAGE BLANCHE

PAGE BLANCHE

DOS DE COUVERTURE